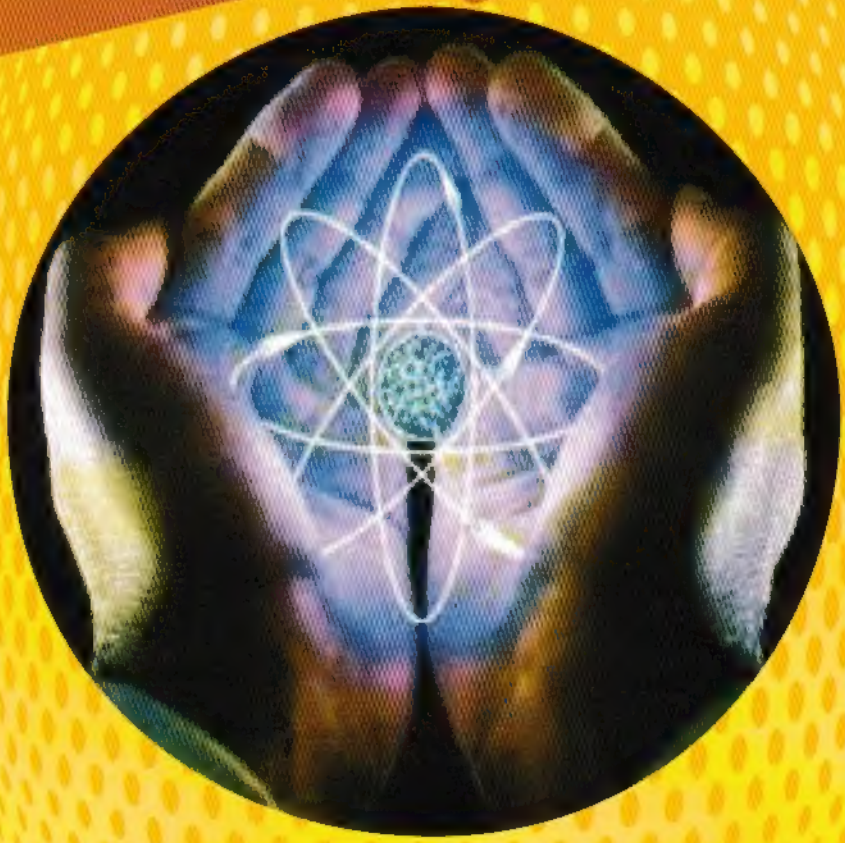
12

Cinética y Equilibrio Químico

Teoría y Práctica

QUÍMICA



¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo P.

FONDO EDITORIAL KRODO

12

Cinética y Equilibrio Químico

Teoría y Práctica

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo P.

FONDO EDITORIAL KRODO

E&M

PRESENTACIÓN

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo con formado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y producción de textos acordes con las necesidades del sistema educativo. Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo de manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral.

Continuando con la elaboración de nuestra colección con miras al ciclo académico 2016, en está oportunidad presentamos el texto teórico - práctico denominado **TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA,** desarrollado con la gran experiencia de nuestro grupo humano. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica , ya que abarca los temas y preguntas solicitadas según la currícula de los centros preuniversitarios de las universidades más importantes del país relacionados con el curso.

Esta obra es la continuación de nuestra serie de publicaciones, caracterizada por la calidad e innovación constatada en los miles de ingresantes que han tenido como apoyo nuestras colecciones, esperando los comentarios y sugerencias las cuales sabremos aceptar

La presente serie de boletines consta de una sección teórica, donde se muestra toda la teoría referente al capítulo o capítulos mostrados en el boletín, luego se determina una sección de 100 problemas resueltos por los autores clasificados por nivel de exigencia de menor a mayor dificultad, explicados de manera clara y sencilla que servirá tanto para alumnos que recién empiezan su camino a la universidad, como alumnos de nivel avanzado, dándole nuevas alternativas de solución, luego se cuenta con 100 problemas propuestos con sus respectivas claves para que el alumno mida su nivel de comprensión respecto al capítulo con problemas de igual exigencia que la sección anterior, por último se muestra una sección de exámenes de admisión del curso en mención, con soluciones explicadas de la mejor manera.

Fondo Editorial RODO
De: Walter Z. Benitez Nuñez.

E&M

CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

QUÍMICA - TEMA SELECTO 12, 1ra Edición
No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, tampoco su tratamiento informático, ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del copyright.

DERECHOS RESERVADOS © Enero 2016 por
FONDO EDITORIAL RODO
de Walter Z. Benitez Nuñez
Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424 - 6350 992 - 796104

Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2016 - 00025

EQUIPO PEDAGÓGICO
César Urquizo P.

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
Claudia Gisell Llosa La Serna

IMPRESO EN PERÚ PRINTED IN PERÚ
Impreso en los Talleres Gráficos de **CORPORACIÓN PIANCASH S. A. C.**
Jr. Chancay 446 Of. 112 - Lima 01

CINÉTICA QUÍMICA

CONCEPTO

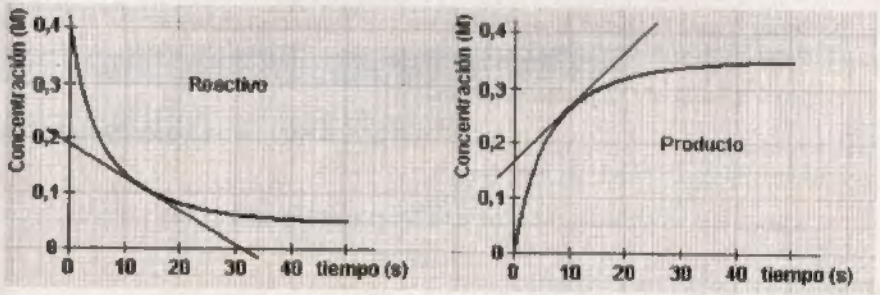
Es aquella parte de la química que se encarga del estudio de la velocidad con la que se lleva a cabo una reacción química, así mismo mediante datos experimentales describir el curso o mecanismo de las mismas.

RAPIDEZ DE REACCIÓN (r)

Es aquel término que nos indica la rapidez con la que, se consumen los reactantes y con la que se forman los productos con rel

$$r = \frac{\Delta[\,]}{\Delta t}$$

Donde:
- $\Delta[\,]$: Variación en la concentración molar (M)
- Δt : Variación de tiempo (s, min)
- $-$: Empleado en consumo de reactantes
- $+$: Empleado en formación de productos.
- $[\,]$: concentración molar $\left([A] = \frac{\cap\wedge}{V_T} \ldots \frac{mol}{L} <> M\right)$



Unidades : $r: M/s,\ mol/L.s; mol.L^{-1}; s^{-1}$

A esta expresión se denomina rapidez media ya que se evalúa por lo general para intervalos de tiempo, no representa un valor real sino aproximado, su principal utilidad se da en la estequiometría.

Por ejemplo si consideramos la siguiente reacción genérica las rapideces de consumo y formación de las sustancias involucradas será:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

Se cumple:

$$\boxed{\frac{r_A}{a} = \frac{r_B}{b} = \frac{r_C}{c} = \frac{r_D}{d}}$$

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

Ejemplo 1: Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$$

Si se consumen 4 m de N_2 en 20s. Hallar la rapidez formación del NO_2.

Solución: Balanceando la ecuación:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

Se cumple: $\frac{r_{N_2}}{1} = \frac{r_{O_2}}{2} = \frac{r_{NO_2}}{2}$ .....(α)

Del dato la velocidad del nitrógeno (N_2) es:

$$r_{N_2} = \frac{(-)\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{4M}{20s} = 0,2\ M/s$$

Reemplazando en (α):

$$0,2M/s = \frac{V_{NO_2}}{2}$$

$$\therefore V_{NO_2} = 0,4\ M/s$$

LEY DE ACCIÓN DE MASAS

(Gulberg y Wagge) La rapidez instantánea de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones reactantes.

Se tiene la siguiente reacción química elemental:

$$\underbrace{aA + bB}_{\text{reactantes}} \xrightarrow{r} \underbrace{cC + dD}_{\text{productos}}$$

En la base a esta ley rapidez de reacción toma la siguiente forma:

$$r = K[A]^X [B]^Y \quad .....(\beta)$$

Se determina en forma experimental

Donde:
- x : Orden respecto A
- y : Orden respecto B
- x + y : Orden la reacción
  - x + y = 1: Primer orden.
  - 2: Segundo orden.
  - 3: Tercer orden.
- K : Constante específica de velocidad de reacción
  - K: Es una constante ue se encuentra en función a la temperatura.

A la expresión (β) se le denomina rapidez de reacción o ley de rapidez, nos indica la rapidez en cualquier instante de tiempo (velocidad instantánea).

FONDO EDITORIAL RODO

El término "x + y" se deduce de forma experimental en base al mecanismo de la reacción que para reacciones elementales (de una sola etapa) coincide con los coeficientes de los reactantes. Por ejemplo para las siguientes reacciones, su expresión de rapidez de reacción es:

- $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)}$ $\quad r = K[H_2]^1 [I_2]^1$
  Orden de la reacción es: 1 + 1 = 2

- $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$ $\quad r = K[H_2]^2 [O_2]^1$
  Orden de la reacción es: 2 + 1 = 3

Si la reacción es reversible, elemental:

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$V_{Rxn_{DIRECTA}}$: Depende de A y B $\qquad$ $V_{Rxn_{DIRECTA}} : K_D[A]^a[B]^b$

$V_{Rxn_{INVERSA}}$: Depende de C y D $\qquad$ $V_{Rxn_{INVERSA}} : K_D[C]^c[D]^d$

OBSERVACIÓN

En el cálculo de la rapidez de reacción los componentes gaseosos y en solución acuosa, no participan los sólidos y líquidos puros.

FACTORES QUE AFECTAN LA RAPIDEZ DE REACCIÓN

A. CONCENTRACIÓN DE LOS REACTANTES

De acuerdo a la ley de acción de mases la rapidez de reacción es proporcional a la concentración de reactantes, por lo tanto disminuye a medida que estos se consumen.

$$\uparrow [\text{reactantes}] \Rightarrow \uparrow r$$

La velocidad de reacción es mayor al inicio. Existen otros factores que dependen de los reactantes como el área o superficie de contacto o su grado de reactividad, el cual esta influenciado por la electronegatividad, acidez, etc.

B. TEMPERATURA

Por lo general una reacción incrementa su rapidez al aumentar la temperatura esto debido a que la constante de velocidad depende de la temperatura.

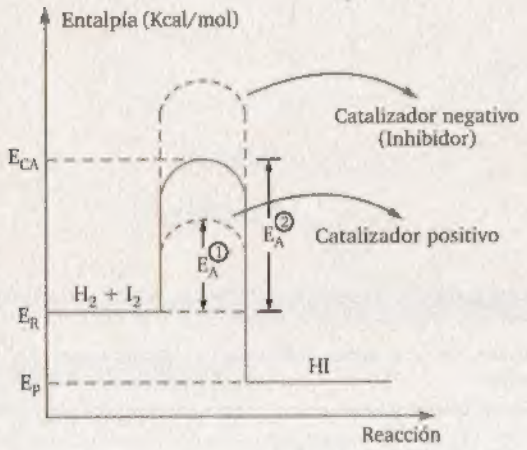
Se ha establecido que en muchas reacciones el incremento de temperatura en 10C° hace que la rapidez de reacción se duplique.

E&M

C. CATALIZADORES

Son sustancias que se emplean para modificar a rapidez de reacción y se recuperan al final. La función del catalizador es modificar la energía de activación haciendo la reacción más rápida (catalizador negativo o inhibidor).

Por ejemplo para la siguiente reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \xrightarrow{Pt} 2\,HI_{(g)}$



Donde:

E_R : Energía de reactantes
E_P : Energía de productos
E_{CA} : Energía de Complejo activado
E_A : Energía de activación

El proceso representa una catálisis heterogénea debido a que el catalizador (Pt) es sólido y los reactantes gases, en cambio, será catálisis homogénea cuando los reactantes así como el catalizador estén en la misma fase.

EQUILIBRIO QUÍMICO

CONCEPTO

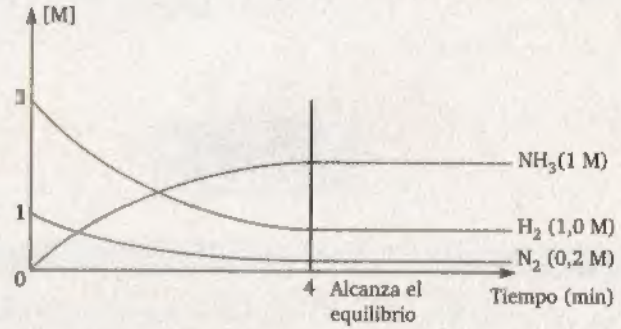
Es el estado que alcanza una reacción química reversible, donde al cabo de cierto tiempo la concentración de reactantes y productos permanece constante; a temperatura constante la rapidez de formación de productos es igual a la velocidad con la cual se regeneran los reactantes. ($V_D = V_I$)

En este estado muchas propiedades como la molaridad, presión, densidad y otras se mantienen constantes a pesar que la reacción sigue llevandose a cabo (equilibrio dinámico).

Ejemplo 2: La síntesis del amoníaco a 727°C se inicia con 3 mol-g de H_2 y 1 mol-g de N_2 en un recipiente de 1 litro. Según la ecuación:

	$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$		
n_{INICIO}	1	3	—
$n_{REACCIÓN}$	0,8	2,4	1,6
$n_{EQUILIBRIO}$	$\underbrace{1-0,8}_{0,2}$	$\underbrace{3-2,4}_{0,6}$	1,6

Graficamente:



Al iniciar la reacción las cantidades empleadas hacen presumir un consumo completo de reactantes pero a ciertas condiciones y de acuerdo al gráfico luego de 4 min los reactantes y productos ya no varían, lo que indica que se alcanzó el equilibro químico.

CARACTERÍSTICAS

- A nivel molecular, la reacción directa e inversa se desarrollan a igual velocidad.
- Es un estado dinámico a nivel molecular.
- A nivel macroscópico, el equilibrio se denomina estático ya que no se observan cambios en las propiedades del sistema "presión, temperatura, concentraciones".

E&M

- El equilibrio químico se alcanza de forma espontánea; es decir no importando algunos factores externos como: el volumen del recipiente, la concentración inicial de las sustancias; etc. Con el paso del tiempo, el sistema llegará al equilibrio.
- De no mediar ninguna perturbación externa, el sistema permanecerá en equilibrio químico.
- Se produce en un sistema cerrado.

En las reacciones reversibles siempre es posible encontrar ciertas cantidades de reactantes y productos en al mezcla de reacción.
Se puede llegar al Equilibrio mezclando solamente los reactivos o los productos o también haciendo una mezcla arbitraria de reactivos y productos; el sistema alcanza el equilibrio en todos los casos.

A. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_C)

Se tiene la siguiente reacción química reversible en equilibrio:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Se cumple: $\bar{r}_{directa} = \bar{r}_{inversa}$

Reemplazando velocidades: $K[N_2][O_2]^2 = K_1[NO_2]^2$

Despejando: $K_C = \dfrac{K}{K_1} = \dfrac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2}$ Donde: K_C: Constante de equilibrio en concentración molar (Molaridad)

$$K_C = \frac{[\text{Productos}]^x}{[\text{Reactantes}]^y}$$

OBSERVACIONES

1. Hay que tener en cuenta que aunque las concentraciones puedan variar el valor de K (la constante de equilibrio) para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.
2. El valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.
3. Cuando todos los componentes del sistema en equilibrio se encuentran en estado gaseoso se denomina equilibrio homogéneo, de encontrarse un componente en otro estado se denomina heterogéneo. En el cálculo de la constante de equilibro K_C solo intervienen sistemas homogéneos, no se toma en cuenta componentes en estado sólido o líquido puros excepto si se encuentran en solución acuosa, los cuales si participan en K_C.

4. Aunque el uso de los términos "reactivos" y "productos" pudieran resultar confuso porque una sustancia que es un reactivo en la reacción directa, también es producto de la reacción inversa, esta terminología es consecuente con la convención de que las sustancias escritas al lado izquierdo de las flechas del equilibrio se consideran como "reactivos" y las que están al lado derecho como "productos".

Ejemplo 3: Hallar la expresión de la constante de equilibrio (K_C). para el siguiente sistema heterogéneo en equilibrio.

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$$

Solución: ⇨ $K_C = \dfrac{[CO]^2}{[CO_2][\not{C}]^1}$

$\therefore K_C = \dfrac{[CO]^2}{[CO_2]}$

B. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_p)

Solo se aplica cuando al menos existen un componente gaseoso en el sistema en equilibrio, el cual toma en cuenta las presiones parciales de cada gas.

Ejemplo: Hallar la constante de equilibrio K_p a 127°C

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{(g)}$$

$$K_p = \frac{(P_{H_2O})^2}{(P_{H_2})^2(P_{O_2})}$$

Donde: P_{H_2O}, P_{H_2}, P_{O_2}: Presiones parciales de cada componente

OBSERVACIÓN

El valor numérico de la constante nos indica la tendencia del equilibrio en una dirección específica de la reacción reversible.

- Si $K_C > 1$ Reactantes ⟶ Productos (Mayor rendimiento)
- Si $K_C < 1$ Reactantes ⟵ Productos (Menor rendimiento)

• Relación entre K_C y K_p

$$K_p = K_C (RT)^{\Delta n}$$

Donde: R = 0,082 L . atm/ K . mol. Constante universal de los gases.
T = Temperatura absoluta (K)
Δn = Variación de moles (solo para sustancias gaseosas).

$$\Delta n = \sum \text{Coef. de Productos gaseosos} - \sum \text{Coef. de Reactantes gaseosos}$$

DEMOSTRACIÓN:

Suponga el siguiente equilibrio homogéneo: $aA_{(g)} \rightleftharpoons bB_{(g)}$

Entonces la constante K_C está dada por: $K_c = \dfrac{[B]^b}{[A]^a}$

y la expresión para K_p es: $K_p = \dfrac{(P_B)^b}{(P_A)^a}$ .....(β)

donde P_A y P_B son las presiones parciales de A y B. Si se supone un comportamiento de un gas ideal: $P_A V = n_A RT \Rightarrow P_A = \dfrac{n_A RT}{V}$ .....(α)

Análogamente para B: $P_B V = n_B RT \Rightarrow P_B = \dfrac{n_B RT}{V}$ .....(θ)

Reemplazando (α) y (θ) en (β):

$$K_p = \frac{\left(\frac{n_B RT}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_A RT}{V}\right)^a} = \frac{\left(\frac{n_B}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_A}{V}\right)^a} . RT^{(b-a)}$$

Ahora, tanto n_A/V como n_B/V tienen unidades de mol/L y se pueden sustituir por [A] y [B], de modo que:

$$K_p = \frac{[B]^b}{[A]^a} . (RT)^{\Delta n}$$

$$\therefore \boxed{K_p = K_C . (RT)^{\Delta n}}$$

Ejemplo 4: Considerando los datos del equilibrio para la síntesis del amoníaco y que esta se lleva a 1000 K en un recipiente de 1 litro. Hallar el valor de las constantes de equilibrio K_C y K_p.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

nEQ: 0,2 0,6 1,6

Solución: Con los datos de moles hallamos las concentraciones de cada sustancia presente en el equilibrio para un volumen de un litro.

$$[NH_3] = 1,6 \frac{mol}{L} \quad [N_2] = 0,2 \frac{mol}{L} \quad [H_2] = 0,6 \frac{mol}{L}$$

Calculo de K_C: $K_C = \dfrac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]} = \dfrac{(1,6)^2}{(0,6)^3 (0,2)} = 59,26$

Hallando K_p con K_C: $\Delta n = 2 - (3 + 1) = -2$

$$K_p = K_C (RT)^{\Delta n} = 59,26 (0,082 \times 1000)^{-2}$$

$$\therefore \quad K_p = 8,81 \times 10^{-3}$$

Operaciones con la K_{eq}. (donde Keq puede ser K_C o K_p)

* Si la reacción se invierte, entonces la K_{eq} se invierte

$A \rightleftharpoons B + C \quad K_{eq}$

$B + C \rightleftharpoons A \quad K'_{eq} = \dfrac{1}{K_{eq}}$

Sea: $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2 \xrightarrow[\text{invertimos}]{\text{Si}} 3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$

$K_C = \dfrac{[O_2]^3}{[O_3]^2} \qquad K'_C = \dfrac{[O_3]^2}{[O_2]^3} = \dfrac{1}{K_C}$

* Si multiplicamos a la ecuación química por un número "n" entonces la Keq queda elevada al exponente n.

Sea la reacción: $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2 \quad K_C = \dfrac{[O_2]^3}{[O_3]^2}$

$\times 2 \rightarrow 4O_3 \rightleftharpoons 6O_2 \quad K'_C = \dfrac{([O_2]^3)^2}{([O_3]^2)^2} = K_C^2$

En general: Sea $K_C \rightarrow K'_C = K_C^n$

* Sea dos reacciones:

$aA \rightleftharpoons bB \quad K_{C_1} = \dfrac{[B]^b}{[A]^a}$

$cC \rightleftharpoons dD \quad K_{C_2} = \dfrac{[C]^c}{[D]^d}$

$aA + cC \rightleftharpoons bB + dD \quad K_{C_3} = \dfrac{[B]^b[D]^d}{[A]^a[C]^c} = K_{C_1} \times K_{C_2}$

PREDICCIÓN DE LA DIRECCIÓN DE UNA REACCIÓN

La constante de equilibrio K_C para la reacción en la que se forma yoduro de hidrógeno a partir de hidrógeno y yodo moleculares en fase gaseosa es de 54,3 a 430 °C

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

Suponga que en cierto experimento se colocan 0.243 moles de H_2, 0.146 moles de I_2 y 1.98 moles de HI en un recipiente de 1.00 L a 430°C. ¿Habrá una reacción neta en la que se forme más I_2 o más HI? Al insertar las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio, obtenemos.

$$\frac{[HI]_0^2}{[H_2]_0[I_2]_0} = \frac{(1.98)^2}{(0.243)(0.146)} = 111$$

donde el subíndice 0 indica las consecuencias iniciales (antes de que se logre el equilibrio). Como el cociente $[HI]_0^2/[H_2]_0[I_2]_0$ es mayor que K_C, este sistema no está en equilibrio.

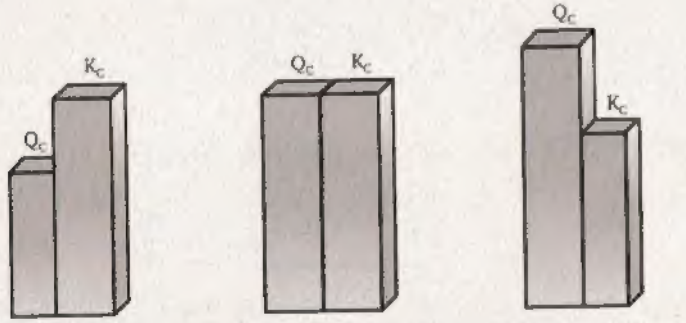
Para las reacciones que no han logrado el equilibrio, como en el caso anterior, al sustituir las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio obtenemos un cociente de reacción (Q_C), en lugar de la constante de equilibrio. Para determinar la dirección de la reacción neta para llegar al equilibrio, comparamos los valores de Q_C y K_C. Esto da lugar a tres posibles situaciones:

. $Q_C < K_C$ La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy pequeña. Para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema va de izquierda a derecha (los reactivos se consumen para formar productos).

. $Q_C = K_C$ Las concentraciones iniciales son las concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.

. QC > KC La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos, de modo que el sistema va de derecha a izquierda (los productos se consumen y se forman los reactivos) para alcanzar el equilibrio.

En la figura se observa la comparación de K_C y Q_C



Reactivos → Productos | Equilibrio: sin cambio neto | Reactivos → Productos

OBSERVACIÓN

Puede escribirse una cantidad relacionada Q_p para cualquier reacción que implique gases utilizando presiones parciales en lugar de concentraciones

Grado de Disociación (α) Se define así: . $\alpha = \frac{\text{cantidad que reaccionó al 100\%}}{\text{cantidad inicial}}$

C. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Este principio nos indica la manera como se comportará un sistema en equilibrio frente a un factor externo que trate de perturbarlo (temperatura, presión o concentración), ya que al ser el equilibrio un sistema estable este tratará de volver a dicha condición, desplazándose hacia un sentido de la reacción

1. Efecto de la Temperatura

El incremento de la temperatura favorece el sentido de la reacción endotérmica, mientras que su disminución favorece el sentido de la reacción exotérmica, este favor modifica el valor de la constante de equilibrio. Por ejemplo:

- **Para la reacción exotérmica:**

Zona fría / Zona caliente

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 566\,KJ/mol$$

Perturbación		Desplazamiento
Aumento T ↑		←
Disminuye T↓		→

- **Para la reacción endotérmica:**

Zona caliente / Zona fría

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} + 8{,}1\,KJ/mol \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

Perturbación		Desplazamiento
Aumento T ↑		←
Disminuye T↓		→

2. Efecto de la Concentración

La variación en la concentración desplaza el equilibrio en el sentido de consumo (si hay incremento) o reposición (si hay extracción). No varía la constante de equilibrio (K_c).

En el siguiente sistema en equilibrio:

Perturbación	Respuesta
Si se consume o gasta	Se produce
Se agrega o añade	Se gasta

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{(g)} + \text{Energía}$$

E&M

Que ocurre si:

Perturbación	Respuesta
$[H_2]$ y/o $[O_2]$ ↑	⟶ Hacia la derecha
$[H_2]$ y/o $[O_2]$ ↓	⟵ Hacia la izquierda

3. Efecto de la Presión

El incremento de la presión provoca una disminución en el volumen, esto hace que el equilibrio se desplace donde se produzca menor número de moles (esto reduce la presión y establece el equilibrio) lo contrario ocurre al disminuir la presión. Por ejemplo considerando el siguiente equilibrio: (K_p no varía)

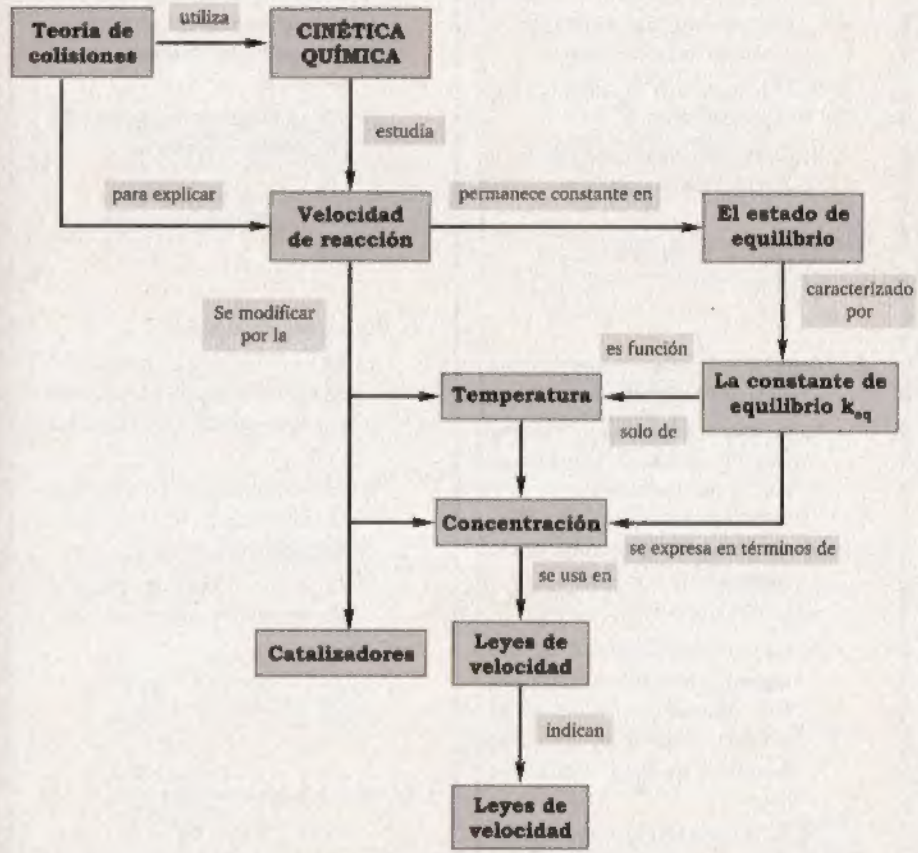
Perturbación	Respuesta
Si disminuyes la presión	La reacción se desplaza hacia donde hay + moles
Si aumentas la presión	La reacción se desplaza hacia donde hay – moles

$$\overbrace{PCl_{5(g)}}^{1\ mol} \rightleftharpoons \overbrace{PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}}^{2\ mol}$$

Presión ↑ ⟵ Se produce menor número de moles (1 mol)

Presión ↓ ⟶ Se produce mayor número de moles (2 mol)

ORGANIZADOR VISUAL DE RESUMEN



E&M

1. ¿Cuáles de las definiciones no corresponde a la velocidad de reacción?

I. Indica la variación de la reactantes por acción de reactivos o productos respecto al tiempo

II. Es la formación de reactantes por acción de calor

III Es la aparición de producto o desaparición de reactantes.

A) Sólo I B) Sólo II C) I y III
D) II y III E) I, II y III

2. Respecto a la velocidad de reacción señale las proposiciones correctas.

I. La constante cinética de reacción para un sistema en fase gaseosa puede ser modificada por una variación de la presión, manteniendo la temperatura constante.

II Cuando los gramos de un reactante sólido tienen el diámetro más pequeño su velocidad de reacción aumenta, pues su área superficial total del reactante es mayor

III En algunas reacciones catalíticas, la masa del catalizador disminuye al culminar la reacción

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I y III

3. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. A mayor concentración, mayor velocidad de reacción.

II. La velocidad de reacción aumenta cuando hay un mayor grado de división de las partículas de los reactantes

III. Los catalizadores no afectan a las velocidades de reacción.

A) VVV B) VVF C) FFV
D) FVF E) FFF

4. ¿Verdadero (V) o falso (F)?

I. En la reacción elemental 2A+B→C la rapidez de reacción es proporcional a la concentración de B.

II. En la reacción anterior, al duplicar la concentración de A, se duplica la rapidez de reacción.

III. La ley de Acción de Masas se puede expresar como r=k[A][B]

A) VVV B) VVF C) VFF
D) VFV E) FFF

5. En base a la reacción siguiente

$$H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightarrow 2HC\ell_{(g)}$$

Responda verdadero (V) o falso (F)

I. La rapidez de reacción del H_2 está dada por la expresión

$$-\Delta[H_2]/\Delta t$$

II. Se cumple que: $r_{HC\ell} = -2r_{C\ell_2}$

III. Con un aumento de temperatura aumenta la velocidad de reacción de los reactantes mientras que disminuya la velocidad de aparición de productos

A) VVV B) VVF C) VFV
D) VFF E) FFF

6. Para la siguiente reacción elemental, que se desarrolla a una temperatura definida. Indique la expresión de la velocidad de reacción.

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$$

A) $r = k[A][B]^2$ B) $r = k[B]$
C) $r = k[B]^2$
D) $r = k[A][B]$ E) $r = k[A]^2[B]$

7. ¿Cuántas veces variará la velocidad de la reacción A+2B → C si la concentración de la sustancia A se duplica y de la sustancia B se reduce a la mitad?

A) Disminuye la mitad.
B) Disminuye la cuarta parte.
C) No varía
D) Se duplica
E) Se triplica

8. Para la reacción química elemental siguiente:

$$H_2O_{2(ac)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

¿Cuál es la expresión de la ley de acción de masas?

A) $r = k[H_2O_2][H_2O]$
B) $r = k[O_2]^{1/2}[H_2O]$
C) $r = k[H_2O]$
D) $r = k[O_2]$
E) $r = k[H_2O]$

9. El ozono se obtiene por la conversión del oxígeno atmosférico, por acción de chispas eléctricas.

$$O_{2(g)} \xrightarrow{\text{chispas}} O_{3(g)}$$

A qué razón se consume el oxigeno, si el ozono se produce a razón de 0,012 M/s

A) 0,003 M/s B) 0,004 M/s
C) 0,018 M/s
D) 0,024 M/s E) 0,036 M/s

10. Si "V" es la velocidad de una reacción química y "K" es la constante de velocidad de esta reacción. ¿Cuál es la expresión para la velocidad de la siguiente reacción?

$$2A + B \rightarrow C + 2D$$

A) $V = K[A][B]$ B) $V = K[C][D]$
C) $V = K[A]^2[B]$
D) $V = K[C][D]^2$ E) $V = K\frac{[A][B]}{[C][D]}$

11. Para la siguiente reacción.

$$A + 2B \rightarrow 3C$$

donde la velocidad de reacción es $r = k[A][B]^2$

Si el volumen se reduce a la mitad y el número de moles de A se duplica, entonces su velocidad de reacción final será:

A) $r_f = 2r_i$ B) $r_f = 4r$
C) $r_f = 6_i$
D) $r_f = 8r_i$ E) $r_f = 16r_i$

12. ¿Cuál no es característica del equilibrio químico?

I. Dinámico
II. Espontáneo
III. Inestable

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

13. ¿Cuál de los siguientes enunciados no es característico del equilibrio químico?

I. Es un proceso que se realiza en forma espontánea
II. El equilibrio depende de la dirección desde la que se inicia.
III. Si el equilibrio químico se ve alterado por un factor externo, este siempre vuelve al equilibrio.

A) Sólo II B) Sólo III C) I y III
D) II y III E) Todas

14. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes:

I. El equilibrio químico es un estado dinámico.
II. En el equilibrio las velocidades directa e inversa se igualan.
III. Una vez llegado el equilibrio, este se puede alterar por algún factor externo.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) VFF

15. Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_c para la formación del tetracarbonilo de níquel, el cual se utiliza para separar el níquel de otras impurezas.

$$Ni_{(s)} + 4CO_{(g)} \rightleftarrows Ni(CO)_{4(g)}$$

A) $\dfrac{[Ni(CO)_4]}{[Ni]}$ B) $\dfrac{[Ni(CO)_4]}{[CO]}$

C) $\dfrac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$

D) $\dfrac{1}{[CO]^4}$ E) $[CO]^4$

16. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) en las proposiciones siguientes:

I. Se trata de una reacción reversible

$$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

II. Para la reacción:

$$2NO_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

$$Kc = \frac{[NO]^2[O_2]}{[NO_2]}$$

III. Se trata de una reacción reversible

$$2H_2O_{2(ac)} \rightleftarrows 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFV E) FVV

17. En el equilibrio, 400ml de cloroformo contiene 0,28 moles de N_2O_4 y $1,12.10^{-3}$ moles de NO_2 a 8°C. Halle la constante de equilibrio (en mol/l) a esta temperatura para la reacción:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

A) $4;10^{-6}$ B) $8,2;19^{-6}$
C) $1,02;10^{-5}$
D) $1,12;10^{-5}$ E) $4,10^{-5}$

18. Para la siguiente reacción, $K_c = 1,69$ a cierta temperatura:

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows H_2O_{(v)} + CO_{(g)}$$

Si se colocan 0,4 moles de H2 y 0,4 moles de CO2 en un recipiente de 5L, la concentración del agua será:

A) 0,8 M B) 0,2 M C) 0,23 M
D) 0,15 M E) 0,046 M

19. Señale la proposición incorrecta·

A) $CO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + Co(s)$
$K_p = K_C$

B) $C_{(grafito)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$
$K_p = K_C RT$

C) $2NH_{3(g)} + calor \rightleftarrows N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$
$K_p = K_C(RT)^2$

D) $2O_{3(g)} \rightleftarrows 3O_{2(g)}$
$K_p = K_R RT$

E) $C_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)}$
$K_C = K_p RT$

20. Identifique aquella reacción en cuyo equilibrio se cumple que: $K_C = K_p$

A) $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$

B) $CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)}$

C) $2NaHCO_{3(s)} \rightleftarrows Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

D) $S_{8(s)} + 8O_{2(g)} \rightleftarrows 8SO_{2(g)}$

E) $N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

21. Si la reacción

$$3F_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftarrows 2C\ell F_{3(g)}$$

Se halla en equilibrio entonces la relación entre K_C y K_p se da por:

A) $K_C = K_p(RT)^{-2}$ B) $K_p = K_C(RT)$
C) $K_p = K_C(RT)^2$
D) $\dfrac{K_p}{K_C} = (RT)^2$ E) $K_p = K_C$

22. Para la reacción:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

$K_C = 2x10^{-4}$ a 500°C. ¿Cuál es su K_p?

A) 1×10^{-2} B) 5×10^{-3}
C) 3×10^{-4}
D) 2×10^{-4} E) 2×10^{-7}

23. Indique la expresión K_C en función de K_p para la siguiente reacción en equilibrio·

$$2NH_{3(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$$

A) $\frac{K_p R^2}{T^2}$ B) $\frac{K_p T^2}{R^2}$

C) $\frac{K_p}{R^2T^2}$

D) $K_p R^2 T^2$ E) $K_p^2 R^2 T^2$

24. Califique verdadero (V) o falso (F), según corresponda a las siguientes proposiciones:

I. El sistema:

$$2A_{(s)} + 2B_{(g)} \rightleftarrows 3C_{(g)} + D_{(g)}$$

tiene $K_C = \frac{[C]^3[D]}{[A]^2[B]^2}$

II. En el sistema:

$$CoO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows Co_{(s)} + CO_{2(g)}$$

se cumple que $K_C = K_p$.

III. Para el sistema

$$2HI_{(g)} + \text{calor} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)},$$

si $K_C = 25$

entonces $K_p = 25$; siempre y cuando la temperatura del sistema sea la misma.

A) VVV B) FVV C) FFV
D) FFF E) FVF

25. El proceso hierro - vapor de agua se utiliza para generar $H_{2(g)}$, principalmente para hidrogenar aceites. El hierro metálico y el vapor de agua reaccionan obteniéndose $Fe_3O_{4(s)}$ y $H_{2(g)}$. ¿Cuál es la relación entre K_C y K_p?

A) RT B) $(RT)^{-1}$

C) $(RT)^2$

D) 1 E) $(RT)^4$

26. Para la siguiente reacción reversible. ¿Cuál es la ley de acción de masas adecuado?

$$CuSO_4 5H_2O_{(s)} \xrightarrow{\Delta} CuSO_{4(s)} + 5H_2O_{(v)}$$

I. $K_C = [H_2O]^5$

II. $K_C = \frac{[H_2O]^5[CuSO_4]}{[CuSO_4\ 5H_2O]}$

III. $K_C = [CuSO_4][H_2O]^5$

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

27. Para la reacción reversible:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}.$$

Indicar la relación adecuada que se cumple entre K_C, el grado de disociación (α) y la concentración molar inicial (Co).

A) $K_C = C_o\alpha$ B) $K_C = \frac{4C_o\alpha^2}{1-\alpha}$

C) $K_C = \frac{4C_o}{1-\alpha}$

D) $K_C = \frac{4\alpha^2}{1+\alpha}$ E) $K_C = \frac{2C_o\alpha^2}{1-\alpha}$

28. Considere el siguiente equilibrio heterogéneo.

$$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

A 800°C la presión del CO_2 es 0,236 atm. Calcule KC para la reacción a esta temperatura

A) 1×10^3 B) $2,68 \times 10^{-3}$

C) $3,10 \times 10^{-6}$

D) $4,12 \times 10^{-2}$ E) $5,1 \times 10^{-3}$

29. La presión de vapor de agua a 25°C es 23,8 mmHg. ¿Cuál es el valor de K_C para el proceso de vaporización?

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows H_2O_{(g)}$$

Dato

$$R = 0,082\frac{atm \times L}{mol \times K} = 62,4\frac{mmHg \times L}{mol \times K}$$

A) $2,56 \times 10^{-4}$ B) $1,28 \times 10^{-4}$

C) $1,28 \times 10^{-3}$

D) $2,56 \times 10^{-3}$ E) 1,28

30. Una mezcla en equilibrio a 1000 K contiene 0,276 mol de H_2, 0,276 mol de CO_2, 0,224 mol de CO y 0,224 mol de H_2O. Determine K_C para la reacción.

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

A) 0,154 B) 0,658 C) 0,452
D) 0,459 E) 0,352

31. A una presión total de 10 atm y 47°C, 10 moles de N_2O_4 está disociado en un 20% de NO_2. Determine el valor de K_p del sistema reversible:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

A) 2 B) 3,32 C) 6,64
D) 13,36 E) F.D.

32. La reacción $2H_2S_{(g)} \rightleftarrows 2H_{2(g)} + S_{2(g)}$ se tiene que a 1065 °C $K_p = 1,2 \times 10^{-2}$. ¿Cuál es el valor de K_C para la reacción $H_{2(g)} + \frac{1}{2}S_{2(g)} \rightleftarrows H_2S_{(g)}$, a la misma temperatura?

A) 0,1257 B) 1,121 C) 95,6
D) 9,56 E) 1,53

33. Para la reacción reversible

$K_p = 4 \times 10^{-4}$ a cierta temperatura:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

Hallar KP para $NH_3 \rightleftarrows \frac{1}{2}N_2 + \frac{3}{2}H_2$

A) 10 B) 20 C) 30
D) 40 E) 50

34. La constante de equilibrio de la reacción $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ a 800°C es $K_c = 1477 \times 10^{-2}$

Calcule la constante de equilibrio K_p para la reacción

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

Dato: $R = 0,082\frac{atm \times L}{mol \times K}$

A) 0,0148 B) 0,0981
C) 0,7695
D) 12,6742 E) 67,7048

35. El bicarbonato de sodio se descompone a altas temperaturas. Cuando este compuesto se utiliza en la cocción de alimentos en hornos, es una fuente de $CO_{2(g)}$.

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

a 100°C; $K_C = 2,47 \times 10^{-4}$, ¿Cuál es la presión (en atm) de la mezcla gaseosa en el equilibrio?

Dato: $R = 0,082\frac{atm \times L}{mol \times K}$

A) 0,22 B) 0,76 C) 0,96
D) 1,05 E) 1,50

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

36 Considere la reacción

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

e indique cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta·

A) La reacción es reversible
B) La velocidad de la reacción directa es proporcional a la concentración de N_2O_4.
C) La reacción se lleva a caso en una sola fase (gaseosa)
D) Eventualmente, el N_2O_4 se consumirá totalmente.
E) En el equilibrio la concentración de N_2O_4 y NO_2 permanecen constantes

37. Para la siguiente reacción en equilibrio:

$$NO_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + 2CO_{2(g)} + 374kJ$$

¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?

A) Alta temperatura y baja presión.
B) Baja temperatura y baja presión
C) Alta temperatura y alta presión
D) Baja temperatura y alta presión.
E) La variación de temperatura no perturba las condiciones de equilibrio.

38. A ciertas temperaturas, el nitrógeno (N_2) y el oxígeno (O_2) pueden combinarse para formar monóxido de nitrógeno (NO). Por ello, se conoce que los motores de automóviles al quemar combustible han incrementado en gran medida la presencia de este en la atmósfera, el cual se puede convertir en ácido nítrico, produciendo lluvia ácida.

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180,7KJ/mol \Leftrightarrow 2NO_{(g)}$$

¿Qué medidas tomaría para disminuir la formación de monóxido de nitrógeno?

A) Incrementar la presión
B) Aumentar la temperatura
C) Disminuir el volumen
D) Introducir un catalizador
E) Disminuir la temperatura

39. En un reactor se dispone de

$$C_{(s)}, H_{2(g)} \text{ y } CH_{4(g)}$$

que se encuentran en equilibrio según la siguiente reacción

$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)} \quad \Delta H = -75kJ$$

Identifique la alternativa en la que la concentración del metano (CH_4) permanece constante, es decir, la condición de equilibrio no es perturbe

A) Aumentar de la temperatura
B) Aumento de la presión a temperatura constante
C) Se elimina parte $H_{2(g)}$ presente a temperatura constante
D) Se introduce $C_{(s)}$ a volumen del reactor constante.
E) Se aumenta el volumen del reactor

40. Al incrementar la presión en cada sistema en equilibrio:

I. $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

II. $PH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons PH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

FONDO EDITORIAL RODO

La reacción se desplaza .

I	II
A) Derecha	derecha
B) Derecha	izquierda
C) izquierda	izquierda
D) izquierda	derecha
E) Permanece igual	Permanece igual

41. Para la siguiente reacción en equilibrio

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta H^\circ = 22 \frac{kcal}{mol}$$

¿Cuál de los procesos favorece la producción de más amoníaco?

I. Enfriar el sistema
II. Agregar más hidrógeno
III. Elevar la presión total del sistema.
IV. Agregar catalizador.

A) I, IV B) II, III, IV C) I, III, IV
D) I, II, III E) Solo IV

44. Indique las proposiciones falsas, en relación a la cinética química·

I. En una reacción al inicio la velocidad de reacción directa es mayor que la velocidad de reacción inversa
II. La velocidad de consumo de cualquier reactivo es igual a la velocidad de producción de cualquier producto.
III. La cinética química estudia los equilibrios implicados en las reacciones.

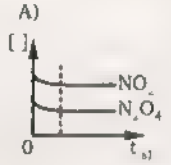
A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) II y III E) I, II y III

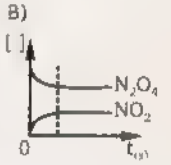
43. Señale el enunciado falso relacionado con la velocidad de una reacción química.

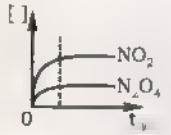
A) Cambia con el incremento de la temperatura.
B) Depende de la naturaleza de los reactantes.
C) Varía con el empleo de catalizadores.
D) Es menor al inicio de la reacción.
E) Depende de la concentración de los reactantes.

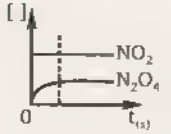
42. Indique la alternativa que represente el cambio de las concentraciones de las sustancias de en el tiempo, para el siguiente proceso.

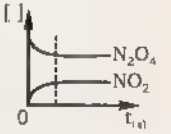
$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

A)


B)


C)


D)


E)


E&M

45. Dadas las siguientes proposiciones indique la alternativa correcta

I. El equilibrio químico es un estado donde las propiedades de la mezcla de reacción se mantienen constantes, mientras no actúe una fuerza o perturbación que la modifique.

II. El equilibrio químico es un estado o condición de equilibrio dinámico del sistema donde la reacción no se detiene; pero se dice que ha finalizado, en tanto que, la composición de la mezcla de reacción se mantiene constante.

III. La expresión matemática de la ley de acción de masas relaciones las concentraciones de productos y reactivos en el equilibrio.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

46. La reacción del óxido nítrico con hidrógeno a 1280 °C es:

$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

A partir de los siguientes datos, medidos a dicha temperatura, determine la ley de velocidad (velocidad específica)

Experimento	[NO]	$[H_2]$	Velocidad inicial mol L⁻¹ S⁻¹
1	5x10	2,0x10	1,25x10
2	10,0x10	2,0x10	5,0x10
3	10,0x10	4,0x10	10,0x10

A) $V = K[NO]^2[H_2]$ B) $V = K[NO]^2[H_2]^2$
$K = 500$ $K = 125$

C) $V = K[NO]^2[H_2]^2$
$K = 500$

D) $V = K[NO]^2[H_2]$ E) $V = K[NO]^2[H_2]^2$
$K = 25$ $K = 250$

47. Establezca qué proposiciones son correctas

I. Los equilibrios químicos son procesos reversibles microscópicamente

II. En una reacción en equilibrio se cumple que a mayor temperatura, mayor es la constante de equilibrio Kc.

III El valor de la constante de equilibrio Kc, es independiente de los valores iniciales de las concentraciones de las sustancias de partida, que buscan llegar al equilibrio.

A) Solo II B) I y II C) II y III
D) Solo III E) I y III

48. Con respecto al equilibrio químico, señale lo verdadero (V) o falso (F).

I. Toda reacción reversible con el tiempo llega al equilibrio.

II. Cuando una reacción se halle en equilibrio, la presión, temperatura y concentración permanecen constantes

III. El equilibrio se puede lograr sólo a partir de los reactantes.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) VVF

49 Señale la proposición que no corresponde como característica del estado de equilibrio del sistema siguiente.

$A_{2(g)} + 2B_{2(g)} \rightleftarrows 2AB_{2(g)}$

A) Tiene carácter dinámico a nivel molecular
B) Las concentraciones de todas las especies permanecen constantes.
C) Se obtienen de manera espontánea
D) Las presiones parciales de A_2, B_2 y AB_2 son iguales.
E) Los valores de K_c y K_p miden hacia donde está desplazado el equilibrio.

50. Diga que proposiciones no corresponden al equilibrio químico.

I. El equilibrio químico es un equilibrio dinámico en el que microscópicamente hay un cambio que macroscópicamente es indetectable

II. Para la reacción

$CO_{(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftarrows COC\ell_{2(g)}$

Se puede llegar al equilibrio si en el recipiente de reacción coloco $COC\ell_{2(g)}$ o también si solo hay $COC_{(g)}$ en el mismo recipiente.

III. Las concentraciones de los sólidos puros, líquidos puros y disolventes son constantes y no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio de una reacción.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) Sólo I y II E)Sólo II y III

51. Diga qué proposiciones son correctas:

I. El cambio de temperatura en una reacción en equilibrio, hace que el equilibrio, hace que el equilibrio se desplace modificándose el valor numérico de la constante de equilibrio.

52. Determine el valor de verdad de las proposiciones siguientes, respecto a los estados de equilibrio químico.

I. Un sistema cerrado de volumen variable estará en equilibrio si la reacción se detiene para establecer un equilibrio estático.

II Representa una condición de equilibrio con concentraciones iguales de las sustancias reaccionantes y de las sustancias de los productos.

III. Tiene una composición constante cuándo son iguales las velocidades de reacción directa (→) e inversa (←) a una determinada temperatura.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) FFF

53. Dadas las siguientes reacciones y contantes de equilibrio a 25 °C.

A) $H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftarrows 2HC\ell_{2(g)}$

$K_p = 2,5 \times 10^{33}$

B) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$

$K_p = 6,0 \times 10^{5}$

C) $N_{2(g)} + 4H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_4C\ell_{(s)}$

$K_p = 3,9 \times 10^{70}$

Determine el valor de K_c de la reacción: $NH_{3(g)} + HC\ell_{(g)} \rightleftarrows NH_4C\ell_{(s)}$

A) 5×10^{15} B) 6×10^{16}
C) 3×10^{18}
D) 5×10^{21} E) 4×10^{31}

E&M

54. La reacción reversible:

$$POC\ell_{3(g)} \rightleftarrows POC\ell_{(g)} + C\ell_{2(g)}$$

tiene $K_c = 0{,}45$ a una temperatura determinada

Si se coloca 0,60 moles de $POC\ell_3$ en un recipiente cerrado de 2L de temperatura. ¿Cuál será el porcentaje de $POC\ell_3$ que estará disociado, cuando se establezca el equilibrio?

A) 48,2 B) 52,6 C) 68,7
D) 72,5 E) 75,6

55. En un recipiente de 10L de capacidad se tiene la siguiente reacción en equilibrio a 25°C:

$$NH_4SH_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$$

$K_p = 0{,}12$. ¿Cuántas moles de amoniaco se encuentran en equilibrio, considerando que inicialmente el reactor solo contiene $NH_4SH_{(s)}$ cuyo volumen es despreciable, comparado con el volumen del recipiente.

Dato: Ar H = 1; N = 14; S = 32

$$R = 0{,}082\ \frac{atm \times L}{mol \times K}$$

A) 0,04 B) 0,14 C) 0,89
D) 1,2 E) 1,56

56. Al calentar, en un matraz de 2L de capacidad, cierta cantidad de $NaHCO_3$ a 110°C, la presión de equilibrio es de 1,25 atm. Calcule el valor de K_c para:

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftarrows Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(v)}$$

A) 0,396 B) $3{,}96 \times 10^{-2}$
C) $3{,}96 \times 10^{-3}$
D) $3{,}96 \times 10^{-4}$ E) $3{,}96 \times 10^{-5}$

57. Para el siguiente sistema en equilibrio

$$2NOBr_{(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} + Br_{2(g)}$$

El NOBr se disocia en 34% a 25°C y la presión total en el equilibrio es 0,25 atm. Determine K_c.

A) $4{,}8 \times 10^{-2}$ B) $9{,}6 \times 10^{-3}$
C) $7{,}6 \times 10^{-4}$
D) $8{,}6 \times 10^{-6}$ E) $3{,}9 \times 10^{-4}$

58. La formamida, utilizada en la obtención de fármacos, tintes y productos químicos agrícolas, se descompone a altas temperaturas:

$$HCONH_{2(g)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + CO_{(g)}$$

KC = 4,84 a 400K

Si se coloca en un matar de 2,16 L. 0,186 mol de $HCONH_2$ a 400 K, ¿Cuál será la presión total (en atm) de la mezcla en equilibrio?

A) 4,8 B) 5,0 C) 5,4
D) 5,6 E) 6,0

59. Cuando en un matraz de 1L se introducen 6,44 gramos de N_2O_4 y se calienta a 35°C tiene lugar la siguiente reacción de disociación.

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total de la mezcla es 2,17 atm. Calcule el valor de la constante de equilibrio K_c.

Dato: Ar [N = 14, O = 16]

$R = 0{,}082\ atm\ x L x mol^{-1}.K^{-1}$

A) $1{,}87 \times 10^{-2}$ B) 0,187
C) $1{,}87 \times 10^{-3}$
D) $1{,}87 \times 10^{3}$ E) 18,7

60. Se hace reaccionar 1 mol de eteno con 1 mol de H^2 para formar etano según

$$C_2H_{4(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{6(g)}$$

Parte del eteno se convierte en etano, y la densidad de la mezcla en equilibrio es 0,267 g/L a 700 °C y 1 atm. ¿Cuál es el valor de Kp?

Dato: $R = 0{,}082\ \frac{atmxL}{molxK}$

A) 2,16 B) 4,99 C) 5,25
D) 6,21 E) 7,16

61. El fosgeno ($COC\ell_{2(g)}$) es un gas incoloro, de olor sofocante, que licua a 8°C. Fue descubierto por Davy en 1812. Debido a su gran reactividad resulta extremadamente tóxico por inhalación y presenta aplicaciones industriales como la fabricación de polluretanos y la síntesis de colorantes derivados del trifenilmetano, A 900° C de temperatura y 1,3 atmósfera de presión, el fosgeno contenido en un recipiente herméticamente cerrado está parcialmente disociado, según la siguiente reacción en equilibrio.

$$COC\ell_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + C\ell_{2(g)}$$

En esas condiciones la densidad de la mezcla en equilibrio es 0,725 g*L. Determine la constante de equilibrio Kp para la disociación del fosgeno a 900° C.

Dato: Ar = [C = 12; O = 16; Cℓ = 35,5]

$$R = 0{,}082\ \frac{atmxL}{molxK}$$

A) 3,2 B) 4,8 C) 6,4
D) 9,3 E) 10,4

62. En un matraz de un litro de capacidad, se introducen 4,4g de $CO_{2(g)}$ y 0,6g de C(s) a 1000°C. La reacción que tiene lugar es:

$$C_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$$

Cuando el sistema alcanza el equilibrio, la presión en el interior del matraz es de 13,9 atm. Calcule el valor de la constante de equilibrio Kp.

A) 6,9 B) 13,8 C) 30,2
D) 50,1 E) 100,0

63. La siguiente ecuación química en equilibrio muestra las moles de todas las especies químicas en dicho estado de equilibrio, en un reactor de 10 litros de volumen y a una temperatura de 1000 K.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

0,32mol 0,16mol 0,68mol

Si se adiciona 1 mol de SO_3 a dicho reactor, se consigue que las moles en el nuevo equilibrio para el O2 es 0,27 mol. Calcule el porcentaje de descomposición (conversión) del SO_3 para el nuevo equilibrio.

A) 3,25% B) 6,5% C) 13,1%
D) 16,4% E) 22,9%

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

64. Para el sistema en equilibrio

$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$; Kp = 8,85 a 298K, calcule la presión parcial del N_2O_4 en el equilibrio si en esta condición se encuentran 2 mol de NO_2.
Dato: $V_{recipiente} = 94L$

A) 2,80 atm B) 3,30 atm
C) 2,39 atm
D) 5,44 atm E) 2,53 atm

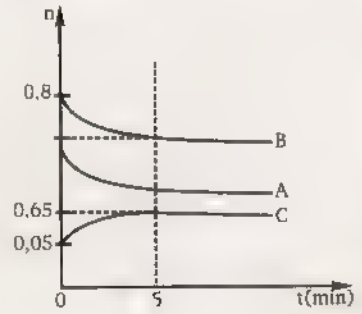
65. La capa de O_3 en la estratósfera se regenera de manera espontánea mediante la reacción reversible

$$3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2O_{3(g)}$$

En un laboratorio a 300 K se encerró oxígeno gaseoso a una presión de 8 atm. Si se sabe que en el punto de equilibrio la presión total de la mezcla formada es 6 atm, determine la fracción molar de ozono.

A) 1/5 B) 2/8 C) 1/2
D) 2/3 E) 5/8

66. La reacción $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$ alcanza el estado de equilibrio a 25°C en un frasco de 2L. Calcule la constante K_c.



A) 0,2 B) 0,4 C) 0,6
D) 0,8 E) 0,7

67 En un reactor pequeño de paredes rígidas se tiene fosgeno, $COCl_2$, 1 atm y 400K. Luego se calienta hasta 600 K para disociado según

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

Si Kp a 600 K es 1/4, calcule la presión parcial del CO en el equilibrio.

A) 0,8 atm B) 0,5 atm C) 0,3 atm
D) 0,6 atm E) 0,7 atm

68. En un recipiente de 1 L de capacidad, se colocan 8 mol de SO_3 produciéndose la siguiente reacción a 250 K.

$$2SO_{3(g)} + calor \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Si en el equilibrio se tiene una mezcla gaseosa donde la composición volumétrica del SO es 22,2%, calcule la constante K_c.

A) 0,15 B) 0,11 C) 0,18
D) 0,20 E) 0,42

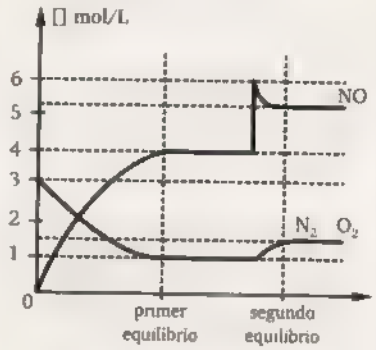
69. A 18°C se cuenta con al reacción en equilibrio $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$
Si la masa molar de la mezcla obtenida es 82,8 y la presión total 15 atm, calcule la K_c.

A) 40,3 B) 22,5 C) 31,7
D) 7,81 E) 2,51

70. Para el sistema

$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$.

Se tiene la siguiente información gráfica. Indique que la concentración final del NO si se sabe que en el segundo equilibrio la concentración del N_2 es 1,33 mol/L.



A) 1,08 M B) 5,80 M C) 5,3 M
D) 5,50 M E) 5,10 M

71. En un recipiente de 4 L a 327 °C, se tienen 128g de O_2, 224 g de CO y 50 g de C en equilibrio

$$2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(s)} + O_{2(g)}$$

Luego se añaden 2 mol de O_2 y se retira 1 mol de C. Calcule la concentración del CO en el equilibrio.
Masas molares: C = 12, O = 16

A) 2,32 M B) 1,58 M C) 5,13 M
D) 0,32 M E) 0,16 M

72. El fosgeno es un gas que se obtiene a partir de la siguiente reacción:

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$$

Cuando el sistema llega el equilibrio, las concentraciones son $[CO] = 1$ M; $[Cl_2] = 1$ M; $[COCl_2] = 1$ M. $[COCl_2] = 8$M
Determine la concentración del cloro que se obtendría en un nuevo equilibrio luego de duplicar la presión del recipiente.

A) 0,4 B) 0,5 C) 0,8
D) 1,2 E) 2,5

73. En un recipiente de volumen desconocido, se tiene la siguiente reacción en equilibrio.

$$\underset{\text{neq; 0,2mol}}{H_{2(g)}} + \underset{\text{0,2mol}}{Cl_{2(g)}} \rightleftharpoons \underset{\text{1,4mol}}{2HCl_{(g)}}$$

Si agregamos 0,6 mol de HCl y dejamos que el sistema nuevamente alcance el equilibrio a la misma temperatura, ¿cuál es la masa en gramos de H_2 en el nuevo equilibrio?

A) 2,31 B) 1,74 C) 2,07
D) 1,33 E) 5,01

74. En un recipiente cerrado tenemos una mezcla de gases constituida por PCl_3, Cl_2 y PCl_5, donde las presiones parciales son 3; 4 y 5 atm, respectivamente. Cuando la mezcla se calienta, reacciona de la siguiente forma.

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

y cuando llega al equilibrio, la presión total del sistema es 14 atm. Calcule K_p de la reacción.

A) 2 B) 8 C) 20
D) 13 E) 10

75. En un frasco de 10L se introducen 6 mol de cloruro de nitrosico NOCl2. Cuando la reacción llega al equilibrio a 447 °C, la presión total es de 49,2 atm. Calcule la K_c.

$$NOCl_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

A) 0,8 B) 0,1 C) 0,3
D) 0,5 E) 0,2

FONDO EDITORIAL RODO

76. En un frasco de 20 L se introducen 267,5 g de $NH_4Cl_{(s)}$. Si al calentar el recipiente hasta 600 K se alcanza el equilibrio habiendo disociado el 60% de NH_4Cl, determine la K_p de la reacción

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

PF(NH_4Cl)=53,5

A) $2,25x10^{-2}$ B) $2,80x10^{-4}$
C) $3,0x10^{-2}$
D) $3,75x10^{-2}$ E) $1,53x10^{-3}$

77 En presencia de un catalizador conveniente, se hace reaccionar 1 mol de dióxido de azufre y 0,5 moles de dioxígeno, lográndole alcanzar el equilibrio a 1000 K y 1 atm de presión. Si en estas condiciones se encuentra que el 46% del SO2 se convierte en SO3, Calcular KP para el sistema en equilibro.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

A) 3,41 B) 2,67 C) 0,76
D) 2,79 E) 1,45

78. En un matraz de 10 Litros de capacidad, se introducen 4,4 gramos de $CO_{2(g)}$ y 0,6 gramos de $C_{(s)}$ a 927°C, estableciéndose la siguiente reacción de equilibrio

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

Cuando el sistema alcanza el equilibrio, la presión en el interior del matraz es de 1,39 atm, ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_p?

Dato: R = $0,082 \frac{atmxL}{atmxK}$

A) 0,053 B) 0,53 C) 1,14
D) 5,2 E) 52,0

79. A 25°C y una presión de 0,6 atm, el N_2O_4 se halla en equilibrio con el NO_2 según

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Si la mezcla gaseosa en el equilibrio tiene una densidad de 1,5 g/L ¿Cuál será el valor de la constante K_p a 25°C?

$R = 0,082 \frac{atmxL}{atmxK}$

$\bar{A}r$ · N=14; O = 16

A) 0,252 B) 0,455 C) 0,836
D) 1,254 E) 2,462

80. En un recipiente de 20L de capacidad, se introduce inicialmente 1 mol de $N_2O_{4(g)}$. Al calentar a 127°C se establece el siguiente total de 1,968 atm.

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

¿Cuál es el porcentaje de disociación del N_2O_4 y el KC de la reacción?

Dato: R $0,082 \frac{atmxL}{atmxK}$

A) 10% y 0,02 B) 20% y 0,04
C) 10% y 0,05
D) 20% y 0,02 E) 10% y 0,02

81. La descomposición térmica del bicarbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Si se calientan a 125°C 100g de bicarbonato de sodio en un recipiente cerrado de 2L de capacidad. Determine la masa, en gramos, de sodio que se habrá descompuesto a esa temperatura

$$2NaHCO_{3(s)} \overset{\Delta}{\rightleftharpoons} Na_2O_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

$K_p = 3,25$

A) 94,32 B) 18,48 C) 81,52
D) 88,33 E) 93,18

82. Se introdujo en un recipiente de volumen desconocido una mezcla de 11,02 mmol de H_2S y 5,48 mmol de CH_4, junto con un catalizador de Platino, estableciéndose el siguiente equilibrio a 700°C y 762 Torr·

$$2H_2S_{(g)} + CH_{4(g)} \rightleftarrows 4H_{2(g)} + CS_{2(g)}$$

Si al analizar la mezcla se encontraron 0,711 mmol de CS_2. ¿Cuál es el valor de K_p?

A) $1,2x10^{-3}$ B) $3,8x10^{-3}$
C) $3,3x10^{-3}$
D) $3,3x10^{-4}$ E) $1,2x10^{-4}$

83. Se introduce 1 mol de $PCl_{5(g)}$ en una cámara vacía estableciéndose el equilibrio a 250°C y 2 atm. La mezcla gaseosa contiene en el equilibrio 40,7% en volumen de $Cl_{2(g)}$.

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Determine el valor de K_p.

A) 0,31 B)0,72 C) 0,397
D) 1,77 E) 2,11

84. La reacción reversible,

$$Br_{2(g)} \rightleftarrows Cl_{2(g)} \rightleftarrows 2BrCl_{(g)}$$

a cierta temperatura, tiene un valor de K_c=9. En una primera etapa se hace reaccionar 1 mol de bromo con igual cantidad de cloro en un recipiente rígido de 1 litro hasta que se establece el equilibrio. Luego, se extrae la mitad del cloruro de bromo presente (BrCl) y se permute que se establezca un nuevo estado de equilibrio. Determine la concentración de bromo (Br_2) en este nuevo estado de equilibrio.

A) 0,28 B) 0,40 C) 0,60
D) 0,72 E) 0,90

85. Se tiene el siguiente sistema en equilibrio:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}, Kc = 1$$

I) Un aumento en la presión desplaza el equilibrio hacia la izquierda
II) Al colocar 6 moles de $N_2O_{4(g)}$ en un matraz de 1L y dejar que reaccionen hasta que se establezca el equilibrio, se halla que se han producido 2 mol-g de No_2.
III)Una disminución en la presión hace que aumenta la constante de equilibrio.
Es (son) verdadera (s)

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I, II y III

86. Sabiendo que:

$$2NO_{(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$\Delta H = -181\,\frac{kj}{mol},$$

entonces, para el siguiente equilibrio:

$$N_{2_{(g)}} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es INCORRECTA?

A) $K_p = K_c$

B) En aumento de la temperatura favorece la formación del $NO_{(g)}$

C) K_C aumenta, conforme aumenta la temperatura.

D) Un incremento del volumen del reactor donde se lleva a cabo la reacción, no perturba la condición de equilibrio

E) Manteniendo constante la temperatura, la adición de monóxido de nitrógeno, $NO_{(g)}$; al sistema en equilibrio, aumenta el valor de Kp.

87. En NH3(g) puede ser sintetizado mediante el proceso Haber, por reacción directa entre hidrógeno y nitrógeno en fase gaseosa a 450°C y presión elevada, según la siguiente ecuación:

$$N_{2_{(g)}} + 3H_{2(g)} \xrightleftharpoons{Fe} 2NH_{3(g)}$$

Sabiendo que se trata de un equilibrio que puede ser modificado utilizando diferentes condiciones de reacción, indique la proposición correcta:

A) El incremento de la presión disminuye el rendimiento de la reacción.

B) El incremento de la presión aumenta el rendimiento de la reacción

C) Con el uso del hierro como catalizador, se requiere aumentar la presión para disminuir el rendimiento de la reacción.

D) A esa temperatura se requiere un aumento de la presión para mantener constante el rendimiento de la reacción.

E) La disminución de la presión aumenta el rendimiento de la reacción.

88. En relación al siguiente sistema en equilibrio:

$$A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + \text{calor}$$

Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponde:

I. Al disminuir el volumen del sistema, en el nuevo equilibrio formado se tendrá mayor concentración de C.

II. Al adicionar A se obtiene mayor cantidad de C.

III. El incremento de temperatura disminuye la constante de equilibrio.

A) VFF B) VVV C) FVF
D) VFV E) FFV

89. Indique si es verdadero (V) o falso (F) las siguientes afirmaciones respecto a la siguiente reacción de equilibrio

$$PC\ell_{5(g)} \rightleftarrows PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} - 22Kcal$$

I. Al incrementar la temperatura se acelera la disociación.

II. Al incrementar la presión se acelera la disociación.

III. Al aumentar la concentración de $C\ell_2$ la reacción es favorecida de derecha a izquierda.

IV. Al incrementar la concentración de PCl_5 se acelera la disociación.

A) VVVV B) FFVV C) VFVV
D) FFFF E) VFFV

90. Sea el equilibrio de descomposición del pentacloruro de fósforo:

$$PC\ell_{5(g)} \rightleftarrows PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)}$$

$\Delta H = +50$ Kcal/mol

Si se incrementa la cantidad de cloro gaseoso, manteniendo la temperatura y el volumen constante, entonces:

A) aumento Kc.

B) aumenta la cantidad de todas las sustancias presentes.

C) disminuye Kc.

D) aumenta la cantidad de $PC\ell_3$ y disminuye la de $PC\ell_5$.

E) disminuye la cantidad de $PC\ell_3$ y aumenta la de Pcl_5.

91. Se tiene la siguiente reacción endotérmica en equilibrio

$$\text{calor} + CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Indique la secuencia adecuada de verdadero (V) o falso (F) para las siguientes proposiciones.

I. Al retirar $CaCO_3$, la reacción se desplazará a la derecha.

II. Si el recipiente es comprimido, la concentración del CO_2 disminuye.

III. Al aumentar la temperatura, la presión parcial de CO_2 disminuye.

A) FVF B) VFF C) VFV
D) FFF E) VVV

92. Se tiene la siguiente mezcla en equilibrio:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2N_{3(g)} + \text{calor}$$

Si se duplica la presión se reduce el volumen, indique cuál de las proposiciones ocurrirá:

A) No se altera el equilibrio

B) El equilibrio se desplaza a la izquierda.

C) Se produce más N_2 é H_2.

D) Aumenta las moles de NH_3.

E) El sistema alrededor se enfría.

93. En relación a la siguiente reacción química en equilibrio a 580°C, califique como verdadero (V) o falso (F), según corresponda a cada una de las siguientes proposiciones:

$A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)} + \text{calor}$

$Kc = 10^{-2}$ (a 580°C)

I. El camino de volumen no altera la posión de equilibrio.
II. Al extraer una cantidad de A, disminuye la cantidad de C
III. Al invertir la ecuación, el valor de K_p es 10^2 a 580°C.

A) FFV B) FFF C) FVV
D) FVF E) VFV

94. Diga que proposiciones son correcciones de la relación que se indica:

I. Si se añade o extrae un reactivo o producto gaseoso, el equilibrio se puede desplazar hacia la derecha o hacia la izquierda, cambiado la presión del sistema gaseoso, y con ello cambia la constante K_p.
II. Para la reacción

$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$

$Kc = 2,8x10^2$ a 1000K

Si se añade 80 g de So3 a una mezcla en equilibrio a volumen constante, la reacción marcha en sentido inverso (hacia la izquierda)

III. Si añadimos (a la reacción de la proposición anterior) gas helio, la presión total aumenta, desplazándose el equilibrio hacia la derecha o izquierda (esto depende de la cantidad de gas añadido, recuperándose nuevamente el equilibrio y con la misma constante)

A) VVF B) VFV C) FVV
D) FFV E) FVF

95. Califique como verdadero (V) o falso (F), según corresponda a cada una de las siguientes proposiciones

I. En la siguiente reacción:

$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$

$Kp = 4,7.10^{-31}$ (a 298 K) y

$Kp = 1,3.10^{-4}$ (a 1800 K), según esto se puede concluir que la reacción es exotérmica.

II. Para la reacción

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$
($\Delta H° = -92,22$ kJ) y $kp = 6,2.10^5$ (a 298 K), entonces podemos concluir que $K_c = K_p(RT)^{-2}$.

III. Para la reacción:

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$
($\Delta H° = -40$ kJ) y Kc=1,4 (a 1000 K), entonces, si disminuimos la temperatura se favorece el rendimiento de la reacción

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) FFF

96. Sea la siguiente reacción en equilibrio

$2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

Cuya constante de equilibrio $K_c = 4,8x10^{-3}$ a 700°C. Si en un reactor introducimos a 700°C los tres componentes de forma que sus concentraciones en un instante dado sean: $[SO_3]=0,6M$, $[SO_2]=0,15M$; y $[O_2]=0,025M$. Identifique la alternativa correcta, respecto a lo que sucede en dicho instante.

A) La reacción se encuentra en equilibrio.
B) La reacción directa se desarrolla en mayor proporción.
C) La reacción inversa se desarrolla en mayor proporción.
D) No ocurre ningún tipo de reacción
E) Falta información.

97. A 500°C la reacción $2B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)}$ alcanza el estado de equilibrio. Determine la constante Kc a 500°C, y si la reacción es exotérmica o endotérmica
Datos en equilibrio químico

T	[B]	[C]
150 °C	0,3	0,8
250 °C	0,5	0,7
500 °C	0,65	0,5

A) 1,18; endotérmica.
B) 2,80, endotérmica
D) 8,89; exotérmica
E) 3,30, exotérmica

98. Sea la siguiente reacción en equilibrio: $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$

Indique la proposición verdadera:

A) Si K_c es la constante de equilibrio de la reacción directa, entonces la reacción directa, entonces la reacción inversa tiene una constante de K_c
B) Una reacción que se inicia con 2 mol de SO2 y 1 mol de O2 tiene una constante de equilibrio que es el doble de la correspondiente a una reacción que se inicia con 1 mol de SO2 y 0,5 mol de O_2.
C) Un sistema que se inicia con 3 mol de SO_2 y 1 mol de SO_2, este último reactivo se consume totalmente.
D) Un sistema que tiene inicialmente solo 3 mol de SO_2 alcanza espontáneamente el equilibrio.
E) Un sistema que tiene inicialmente 3 mol de SO_3, alcanza espontáneamente el equilibrio

99. La identificación de iones Hierro (III) en criminalistica es por la formación de una coloración rojo intenso con iones tiocianato (SCN"), según la reacción de equilibrio siguiente:

$Fe^{3+}_{(ac)} + SCN^{-}_{(ac)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)_6]^{3-}_{(ac)}$,

incoloro rojo

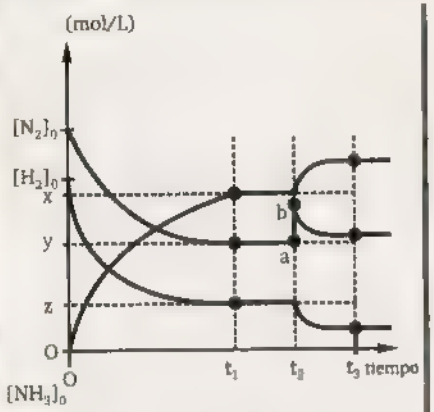
$\Delta H° < 0$

La intensidad del color rojo:

A) Aumenta, al calentar el sistema
B) Disminuye, al calentar el sistema.
C) Aumenta, si se añaden limaduras de hierro.
D) Aumenta, si se aumenta la presión, por la edición de un gas inerte.
E) Aumenta, si la concentración del SCN (ac) disminuye.

100. Según la gráfica mostrada, indique qué proposiciones son correctas. La reacción química es:

$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ + calor



I. Las concentraciones X, Y, Z corresponden a valores en el equilibrio para el NH_3 N_2 y H_2 respectivamente.

II. El equilibrio se inicia ene l tiempo t_1 y termina en t_3

III. La perturbación $\overline{ab}$ desplaza el equilibrio hacia la derecha desde el tiempo t_2 hasta t_3 donde se inicia un nuevo equilibrio.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) II y III

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Resolución 1: En relación a las afirmaciones del problema sobre la velocidad de reacción, tenemos:

I.- VERDADERO La velocidad de reacción mide el cambio de la concentración o presiones parciales de los reactantes o productos en relación al tiempo.

$$v = \pm\frac{\Delta[\,]}{\Delta t} = \pm\frac{\Delta P_i}{\Delta t}$$

II.- FALSO En las reacciones químicas son los reactantes los que se consumen, mientras que los productos son las sustancias que se forman.

III.- VERDADERO Para determinar la velocidad de reacción no solo se debe de considerar la aparición de productos y la desaparición de los reactantes de forma cualitativa sino de forma cuantitativa y en relación al tiempo.

Luego, no son definiciones de velocidad de reacción

Rpta.: B

Resolución 2: Respecto a la cinética química, podemos afirmar:

I.- FALSO De acuerdo a la Ley de acción de masa, expresión o Ley de velocidad esta dado por:

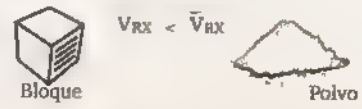
$$V_{RX} = K[\text{reactantes}]^{r}$$

Donde "k" constante cinética de reacción solo varía con la temperatura (T):

$$K = A\,e^{-\frac{EA}{RT}}$$ Ecuación de Arrhenius

II.- VERDADERO Uno de los factores que modifican la velocidad de reacción es el área o superficie de contacto.

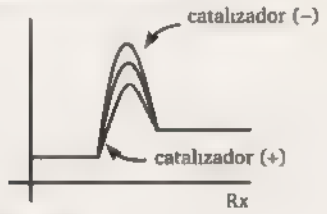
Ejm.: Oxidación de metales:



E&M

III. FALSO Los catalizadores modifican la energía de derivación de las reacciones haciéndolas más rápidas o lentas pero no forman parte de los productos, sus masas son constantes

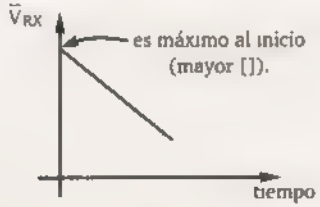
Reacciones catalíticas:



Rpta.: B

Resolución 3: De acuerdo a las afirmaciones

I.- VERDADERO La velocidad de reacción es proporcional a las concentraciones molares de los reactantes.



II.- VERDADERO El grado de división de los reactantes incrementa la velocidad de reacción, por lo que es máximo al estar dispersos. (soluciones)

III - FALSO Son factores que afectan la velocidad de reacción:
- Temperatura
- Naturaleza de los reactantes
- Concentración y grado del división
- Catalizadores

Rpta.: B

Resolución 4:

I.- VERDADERO Para la reacción elemental:

$2A + B \rightarrow C$

Ley de acción de masas:

$$r_{Rx} = K[A]^2[B]$$

Es proporcional a "A" y "B" que son reactantes:

II.- FALSO De la expresión anterior (Ley de acción de masas), la concentración de "A" esta elevado al cuadrado por lo que si esta se duplica la r_{Rx} se cuadruplica.

$$r_{Rx(f)} = 4r_{Rx(i)}$$

III.- FALSO Al ser elemental, las ordenes de reacción de "A" y "B" depende de los coeficientes.

$$r_{Rx} = K[A]^2[B]$$

Rpta.: C

Resolución 5:

En base a la reacción dada:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

I.- VERDADERO La rapidez de reacción expresa el cambio de concentración en relación al tiempo.

$$r_{RX} = \mp \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$

–: conjunto (reactantes)
+: producción (productos)

Luego:

$$r_{H_2} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t}$$

II.- FALSO Estequiométricamente la velocidad de reacción se expresa en función a los coeficientes:

$$\frac{r_{H_2}}{1} \quad \frac{r_{Cl_2}}{1} = \frac{r_{HCl}}{2}$$

Luego:

$$r_{HCl} = 2r_{Cl_2}$$

E&M

III. FALSO

Por lo general el incremento de la temperatura incrementa la velocidad de reacción, ya sea para el consumo de reactantes o formación de productos.

Rpta.: D

Resolución 6:

Para la siguiente reacción del tipo elemental (una etapa): $A_{(s)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$

De acuerdo a la Ley de acción de masas:

"La velocidad de reacción es proporcional a las masas activas de los reactantes"

$$r_{RX} = K[\text{Reactantes}]^n$$

[Reactantes]:

Al n: coeficiente de las masas activas tomar la molaridad ([ ]) solo se toman las masas activas; es decir no se tomar en cuenta los sólidos, ni a los líquidos puros, en el problema la velocidad de reacción sería: r $K[B]^2$

Rpta.: C

Resolución 7:

Para la siguiente reacción elemental

$$A + 2B \longrightarrow 2C$$

Su expresión matemática de velocidad de reacción es:

$$v = k \times [A] \times [B]^2$$

Si reducimos el volumen del reactor a la mitad entonces las concentraciones se duplican y si además se duplican las moles de "A", entonces la concentración de esta especie se cuadruplica, se cumple:

$[A]_1 = a \qquad [B]_1 = b$

$v_1 = k \times (a) \times (b)^2 = k \times ab^2$

$[A]_f = 4a \qquad [B]_f = 2b$

$v_f = k \times (4a) \times (2b)^2 = 16 \times k \times ab^2$

Se observa que la velocidad final es 16 veces la velocidad inicial

Rpta.: E

Resolución 8:

Para la siguiente reacción elemental:

$$H_2O_{2(ac)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

La Ley de velocidad según la Ley de acción de masas es:

$r = k[H_2O_2]$

Rpta.: E

Resolución 9:

La velocidad de formación del ozono (O_3) es de 0,012 M/s de acuerdo con la reacción

$$3O_{2(g)} \xrightarrow{\text{chispa}} 2O_{3(g)}$$

Para hallar la velocidad de consumo del gas oxígeno (O_2), aplicamos la relación de velocidad estequiométrica.

$$\frac{v_{O_2}}{3} = \frac{v_{O_3}}{2}$$

$$\frac{v_{O_2}}{3} = \frac{0,012}{2}$$

$$v_{O_2} = 0,018 M/s$$

Rpta.: C

Resolución 10:

La ley de acción de masas dice. La velocidad de reacción (V), es directamente al producto de las concentraciones de los reactivos. Cada concentración va elevada a un exponente igual al coeficiente del reactivo.
(Ley de Gulberg - Waage).

$$2A + B \rightarrow C + 2D$$

$$V = K[A]^2[B]$$

Luego la alternativa "C" es la correcta:

Rpta.: C

E&M

Resolución 11:

Se tiene la siguiente reacción elemental (se desarrolla en una etapa):

$$A + 2B \longrightarrow 2C$$

Su expresión matemática de velocidad de reacción es:

$$v = k \times [A] \times [B]^2$$

Si partimos de ciertas concentraciones iniciales y luego se duplica la concentración de "A" y se reduce a la mitad la concentración de "B", la velocidad de reacción cambia según:

$[A]_i = 2a \qquad [B]_i = 2b$

$v_i = k \times (2a) \times (2b)^2 = 8 \times k \times ab^2$

$[A]_f = 4a \qquad [B]_f = b$

$v_f = k \times (4a) \times (b)^2 = 4 \times k \times ab^2$

Se observa que la velocidad disminuye a la mitad de su valor inicial

Rpta.: A

Resolución 12:

Características que corresponden a los equilibrio químicos

I.- Dinámico. Debido a que la reacción reversible se sigue desarrollando en ambos sentidos y a la misma velocidad.

II.- Espontáneo: Esto debido a que se alcanza en un tiempo finito, partiendo de los reactantes o de los productos.

III - Estable: Debido a que muchas de las propiedades de las sustancias presentes se mantienen constantes.

Luego de acuerdo con el problema, es incorrecta la afirmación III.

Rpta.: C

Resolución 13:

Sobre las afirmaciones del problema respecto al equilibrio químico, tenemos:

I.- CORRECTO Este estado particular de las reacciones reversibles es espontáneo, es decir se alcanza en un tiempo finito no siendo necesaria la interferencia externa.

II. INCORRECTO Los sistemas en equilibrio químico son mezclas de reactantes y productos, por lo que este estado se puede alcanzar ya sea partiendo de los reactantes o partiendo de los productos

III.- CORRECTO Todo equilibrio representa un sistema estable por lo que si es afectado por un factor externo, el sistema tendera a anular dicho factor y restablecer el equilibrio (principio de Le Chatellier).

Luego de acuerdo con el problema, es incorrecta solo la afirmación II.

Rpta.: A

Resolución 14:

Sobre el equilibrio químico, tenemos:

I.- VERDADERO Microscópicamente el equilibrio químico es dinámico, ya que la reacción no se detiene, se sigue desarrollando en ambos sentidos aunque con la misma rapidez.

II.- VERDADERO El equilibrio químico se alcanza bajo la siguiente condición de velocidad (v):

$$v_{directa} = v_{inversa}$$

III.- VERDADERO Los sistemas en equilibrio químico son susceptibles a diferentes factores como:

. Temperatura
Presión
. Concentraciones

Rpta.: A

Resolución 15:

Se observa que el siguiente equilibrio es heterogéneo, entonces para hallar K_C se toma en cuenta solo las especies gaseosas

$$Ni_{(s)} + 4CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni(CO)_{4(g)}$$

$$K_C = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$$

Rpta.: C

Resolución 16:

Para los equilibrios siguientes, tenemos:

I.- VERDADERO — Las reacciones reversibles son aquellas reacciones que se pueden desarrollar en ambos sentidos, es el caso de:

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Dichas reacciones pueden alcanzar el equilibrio químico.

II - VERDADERO — Para el siguiente equilibrio homogéneo en fase gaseosa la expresión de su constante "K_C" es:

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

$$K_C = \frac{[NO]^2 \times [O_2]}{[NO_2]^2}$$

III.- VERDADERO — La siguiente reacción reversible, puede formar un equilibrio heterogéneo, ya que sus componentes es encuentran en más de un estado o fase distintos:

$$2H_2O_{2(ac)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

Rpta.: A

Resolución 17:

El volumen del sistema en equilibrio es 400 ml

$n(N_2O_4) = 0,28mol \quad n(NO_2) = 1,12.10^{-3}mol$

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2 \qquad V = 0,4\ell$$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \qquad K_C = \frac{\left(\frac{1,12\times10^{-3}}{0,4}\right)^2}{\left(\frac{0,28}{0,4}\right)}$$

$$K_C = 1,12\times10^{-5}\left(\frac{mol}{\ell}\right)$$

Luego la constante de equilibrio de reacción es $1,12.10^{-5}$ M

Rpta.: D

Resolución 18:

La constante de equilibrio "Kc" para el siguiente proceso es 1,69

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$$

n_{inicio}	0,4	0,4	-	-
$n_{consumo\ y\ forma}$	x	x	x	x
$n_{equilibrio}$	(0,4 x)	(0,4 x)	x	x

$$K_C = \frac{[H_2O][CO]}{[CO_2][H_2]}$$

$$1,69 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right)\left(\frac{X}{V}\right)}{\left(\frac{0,4-x}{V}\right)\left(\frac{0,4-x}{V}\right)}$$

$\Rightarrow X = 0,23M$

$[H_2O] = X = 0,23M$

Rpta.: C

Resolución 19:

Se sabe que las constantes de equilibrio "K_p" y "K_C" se relacionan según.

$$K_p = K_C\ (RT)^{\Delta n}$$

donde:

$$\Delta R = \sum coef(prod) - \sum coef(react)$$

(Solo se toman en cuenta las especies gaseosas)

A) $CoO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + Co_{(s)}$

$K_p = K_C(RT)^{(1-1)}$

$K_p = K_C$ ..... (correcto)

B) $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(2-1)}$

$\therefore K_p = K_C RT$ ..... (correcto)

C) $2NH_{3(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(3+1\ 2)}$

$K_p = K_C(RT)^2$ ..... (correcto)

D) $2O_{3(g)} \rightleftharpoons 3O_{2(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(3-2)}$

$K_p = K_C RT$ ..... (incorrecto)

E) $C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(1-2)}$

$K_p = K_C(RT)^{-1}$

$\therefore K_C = K_p RT$ .. .. (correcto)

Rpta.: D

Resolución 20:

Sabemos que

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

Como nos piden que, $K_p = K_C$ esto quiere decir $\Delta n = 0$

$\Delta n = \sum \text{coef.(prod)} = \sum \text{coef(react)}$

$$\Rightarrow \boxed{\sum \text{coef(prod)} = \sum \text{coef(react)}} \ldots(\alpha)$$

Obs. Recordar que las sustancias que se toman en cuenta son solo gaseosas (g)

De acuerdo a las alternativas el único que cumple "α" es la alternativa "D"

$S_{8(s)} + 8O_{2(g)} \rightleftharpoons 8SO_{2(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(88)}$

$K_p \quad K_C$

Rpta.: D

Resolución 21:

$3F_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons 2C\ell F_{3(g)}$

Para hallar una relación entre "K_p" y "K_C" utilizaremos lo siguiente:

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

Entonces

$K_p = K_C(RT)^{[2-(1+3)]}$

$K_p = K_C(RT)^{-2}$

$\therefore \frac{K_p}{K_C} = (RT)^{-2}$

Rpta.: D

Resolución 22:

Si tenemos "Kc" y queremos hallar "Kp" usaremos lo siguiente:

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{[2-(1+1)]}$

$K_p = K_C(RT)^0$

$K_C = K_p = 2 \times 10^{-4}$

Rpta.: D

Resolución 23:

Sabemos:

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

Entonces en el problema:

$2NH_{3(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

$K_p = K_C(RT)^{(3+1-2)}$

$K_p = K_C(RT)^2$

$\therefore K_C = \frac{KP}{R^2T^2}$

Rpta.: C

Resolución 24:

I.- $2A_{(s)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons 3C_{(g)} + D_{(g)}$

Para calcular "K" solo se toman en cuenta las sustancias gaseosas

$$K_C = \frac{[C]^3[O]}{[B]^2} \quad \therefore \text{ Falso}$$

II.- $CoO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Co_{(s)} + CO_{2(g)}$

Para hallar una relación entre "K_p" y "K_C" usaremos:

$$\boxed{K_p = K_C(RT)^{\Delta n}}$$

Entonces, en el problema:

$$K_p = K_C(RT)^{(1-1)}$$

$$K_p = K_C(RT)^0$$

$$\therefore K_p = K_C \quad \ldots \text{ Verdadero}$$

III.- $2HI_{(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$

Usamos:

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_C(RT)^{[1+1(-2)]}$$

$$K_p = K_C(RT)^0$$

$$K_C = K_p = 25 \quad \ldots \text{ Verdadero}$$

Rpta.: B

Resolución 25:

De acuerdo al texto tenemos el siguiente equilibrio heterogéneo

$$Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + H_{2(g)}$$

Balanceamos

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$$

la relación entre las constantes "K_p" y "K_C" es:

$$K_p = K_C(RT)^{(4-4)}$$

$$\Rightarrow K_p = K_C$$

$$\frac{K_p}{K_C} = 1$$

Rpta.: D

Resolución 26:

Para hallar "K_c" en un sistema heterogéneo no se considera los sólidos ni líquidos puros, ya que su concentración permanece constante.

Entonces en el problema:

$$CuSO_4 5H_2O_{(S)} \rightleftharpoons CuSO_{4(g)} + SH_2O_{(v)}$$

$$K_C = [H_2O]^5$$

Luego de acuerdo con el problema, es correcta solo la afirmación I

Rpta.: A

Resolución 27:

El siguiente proceso, alcanza el equilibrio químico, partiendo de una concentración inicial C_o:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

[ ] inicio	C_o		-
[ ] consume y forma	- X		2X
[ ] equilibrio	6 - X		2X

La expresión de su constantes de equilibrio KC y de su grado de disociación (α) son:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

$$K_C = \frac{(2x)^2}{(C_o - x)} = \frac{4x^2}{(C_o - x)} \quad \ldots(\beta)$$

$$\alpha = \frac{x}{\alpha C_o} \quad \ldots(\alpha)$$

Adecuamos la expresión del grado de disociación y tenemos: $x = \alpha C_o$ ...(α)

Luego lo reemplazamos (α) en (β)

$$K_C = \frac{4(\alpha C_o)^2}{(C_o - \alpha C_o)}$$

$$K_C = \frac{4C_o\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Rpta.: B

E&M

Resolución 28:

Se tiene el siguiente equilibrio químico heterogéneo, donde la presión parcial del dióxido de carbono es:

$$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaCO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$P_{CO_2} = 0,236 \text{ atm}$$

Por lo tanto el valor de la constante de equilibrio "K_p"es:

$$K_p = (P_{CO_2}) = 0,236 \text{ atm}$$

Luego en base a esto nos piden hallar el valor de la constante "K_C" medido a 800°C (1073K)

Se sabe:

$$K_p = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$$

$$0,236 = K_C \times (0,082 \times 1073)^{(1-0)}$$

$$K_C = 2,68 \times 10^{-3}$$

Rpta.: B

Resolución 29:

Se tiene el siguiente equilibrio físico heterogéneo, donde la presión de vapor de agua es:

$$H_2O_{(\ell)} = H_2O_{(g)}$$

$$P_v = 23,8\text{mmHg} = 0,031 \text{ atm}$$

Por lo tanto el valor de la constante de equilibrio "K_p" es:

$$K_p = (P_{H_2O}) = 0,031 \text{ atm}$$

Luego en base a esto nos piden hallar el valor de la constante "K_c" medido a 25°C (298K):

Se sabe

$$K_p = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$$

$$0,031 = K_C \times (0,082 \times 298)^{(1-0)}$$

$$K_C = 1,28 \times 10^{-3}$$

Rpta.: B

Resolución 30:

Se tiene el siguiente proceso químico, donde se indican las moles una vez alcanzando el equilibrio:

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$$

$n_{equilibrio}$	(0,276)	(0,276)	(0,224)	(0,224)

Como en este proceso la variación de moles de gases de igual cero ($\Delta n = 0$), las moles y concentraciones son iguales.

Reemplazamos estas concentraciones en la expresión de "K_c" y tenemos.

$$K_C = \frac{[H_2O] \times [CO]}{[H_2] \times [CO_2]}$$

$$K_C = \frac{(0,224) \times (0,224)}{(0,276) \times (0,276)} = 0,658$$

Rpta.: B

Resolución 31:

Se tiene una muestra total de 10 moles del gas N2O4 a 10 atmósferas de presión y 47°C. El porcentaje de disociación nos informa la parte del reactante que se consume para alcanzar el estado de equilibrio, en nuestro problema es el 20%.

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

$P_{inicial}$	10 atm		-
$P_{disociación\ y\ forma}$	- 20% (10) - 2 atm		+ 4 atm
$P_{equilibrio}$	8 atm		4 atm

Luego reemplazamos estas presiones parciales en la expresión de "K_p".

$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{N_2O_4})} = \frac{(4)^2}{8} = 2$$

Rpta.: A

E&M

Resolución 32:

La constante de equilibrio "K_p" para el siguiente sistema es $1,2 \times 10^{-2}$.

$$2H_2S_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + S_{2(g)}$$

La nueva constante "K_p" a la misma temperatura de 1065°C (1338K), para la reacción

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}S_{2(g)} H_2S_{(g)}$$

Se obtiene invirtiendo la reacción inicial y dividiendo los coeficientes entre 2:

$$K_p' = \sqrt{\frac{1}{K_p}} = \sqrt{\frac{1}{1,2 \times 10^{-2}}} = 9,13$$

Luego la constante "K_C" para la última reacción es:

$$\Delta n = (1) - (1 + \frac{1}{2}) = -\frac{1}{2}$$

$$K_p = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$$

$$9,13 = K_C \times (0,082 \times 1338)^{-\frac{1}{2}}$$

$$K_C = 95,6$$

Rpta.: C

Resolución 33:

La constante de equilibrio químico y su constante "K_p":

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \quad ..$$

$$K_p = 4 \times 10^{-4}$$

En base a esto nos piden hallar la constante para el siguiente proceso:

$$NH_{3(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{3}{2}H_{2(g)}$$

Como se puede observar se trata de la misma reacción pero invertida y además sus coeficientes han sido divididos entre 2, tenemos

I.- Invertimos la ecuación

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$K_p = 4 \times 10^{-4}$$

Entonces tenemos:

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \quad ...(\alpha)$$

K_p^1 es la nueva constante de equilibrio para esta reacción

$$K_p^1 = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{4 \times 10^{-4}}$$

$$\Rightarrow K_p^1 = 2500$$

II.- Ahora dividimos por 2 la ecuación: (α)

$$NH_{3(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{3}{2}H_{2(g)}$$

Eso quiere decir que sacamos raíz cuadrada a K_p^1

$$K_p'' = \sqrt{K_p} = \sqrt{2500}$$

$$K_p'' = 50$$

Rpta.: E

Resolución 34:

Para la reacción

$$2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$KC = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2} = 1,477 \times 10^{-2}$$

Se pide K_p de la reacción inversa

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{1}{K_C} = \frac{1}{1,477 \times 10^{-2}}$$

Luego

$$\Delta n = [2 - (2 + 1)] = -1$$

$$\Rightarrow K_p = K_C \cdot (RT)^{\Delta n} = \left(\frac{1}{1,477 \times 10^{-2}}\right)(0,082 \times 1073)^{-1}$$

$$\therefore K_p = 0,769$$

Rpta.: C

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 35:

De los datos:

$K_C = 2{,}47 \times 10^{-4}$

$T = 100°C = 373\ k$

$R = 0{,}082$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$K_p = 2{,}47 \times 10^{-4}(0{,}082 \times 373)^2$

$K_p = 0{,}231$

Como las únicas sustancias gaseosas son H_2O y CO_2 entonces

$K_p = P_{CO_2(g)}P_{H_2O(g)}$

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons NaCO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

P_{inicio}					
$P_{consume\ y\ forma}$				+ P	+ P
$P_{equilibrio}$				P	P

Se observa entonces, que en el equilibrio:

$$P_{H_2O} = P_{CO_2}$$

$0{,}23 = P_{CO_2}^2$

$P_{CO_2} = 0{,}48$ atm

Como: $PC_{O_2} + P_{H_2O} = 0{,}96$ atm

$\therefore P = 0{,}96$ atm

Rpta.: C

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 36:

En el equilibrio

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

En el estado de equilibrio coexisten todas las especies químicas (reactantes y productos) de la ecuación reversible.

. Es incorrecto decir que el N_2O_4 se consumirá totalmente.

Rpta.: D

Resolución 37:

Sea la reacción en equilibrio

$2NO_{(g)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2(g)} + 1N_{2(g)} + 374kJ$

I. Como se observa la reacción dada es exotérmica, entonces: La baja temperatura favorece la conversión de reactivos a productos.

II. La alta presión significa que el volumen disminuye y el equilibrio se desplaza de izquierda a derecha.

Rpta.: D

Resolución 38:

Por ser una reacción donde $\Delta n = 0$: una variación de presión y/o volumen no afecta al equilibrio.

Por ser una reacción endotérmica. Al disminuir la temperatura el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de "$NO_{(g)}$"

Rpta. Disminuir la temperatura

Rpta.: E

Resolución 39:

$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + 75kJ$

La adición de sustancias sólidas no perturba la condición de equilibrio, debido a que su concentración es constante, independiente de la cantidad

Rpta.: D

Resolución 40:

Para los siguientes sistemas en equilibrio

$$\underbrace{2NO_{(g)} + O_{2(g)}}_{\text{3 moles de gases}} \rightleftharpoons \underbrace{2NO_{2(g)}}_{\text{2 moles de gases}}$$

$$PH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons \underbrace{PH_{3(g)} + H_2S_{(g)}}_{\text{2 moles de gases}}$$

Si se incrementa la presión en dichos sistemas, la primera reacción se desplaza hacia la derecha, ya que, en ese sentido se producen menor número de moles de gases, mientras que en el segundo sistema la reacción se desplaza hacia la izquierda, ya que, en ese sentido se consumen los gases. En ambos casos se reduce la presión.

Rpta.: B

Resolución 41:

Se tiene el siguiente equilibrio químico homogéneo

$$\underbrace{N_{2(g)} + 3H_{2(g)}}_{\text{4 moles}} \rightleftharpoons \underbrace{2NH_{3(g)}}_{\text{2 moles}} + \text{calor}$$

Los siguientes factores desplazan el equilibrio en un sentido específico, según el principio de Le Chatellier:

I.- Aumento de la presión:
Debido al incremento de la presión, la reacción se desplaza hacia la derecha (→) con la finalidad de producir menos moles y así reducir la presión del sistema.

II.- Aumento de amoniaco:
Debido al aumento de la concentración del NH_3, la reacción se desplaza hacia la izquierda (←), ya que una parte de este producto debe de consumirse para restablecer el equilibrio.

III.- Ingreso de un gas inerte:
El ingreso de un gas inerte genera un incremento de la presión total del sistema, pero esto no genera cambios en la concentración de las sustancias por lo que la reacción no se desplaza en ningún sentido.

Luego solo el factor I desplaza la reacción hacia la derecha (→), lo que incrementa la formación del producto.

Rpta.: A

Resolución 42:

En nuestra reacción se cumple que

$$\underbrace{2NO_{(g)}}_{\text{reactante}} \rightleftharpoons \underbrace{N_2O_{4(g)}}_{\text{producto}}$$

↓ Inicia con cierta concentración, y conforme en el tiempo avanza, esta disminuye.

↓ Al inicio su concentración es cero y se va incrementando con el tiempo

∴ La gráfica que nos muestra esta información es la alternativa "E"

Rpta.: E

Resolución 43:

Las reacciones siempre necesitan un cierto intervalo de tiempo para verificarse; este tiempo varía ampliamente, unas reacciones se realizan en una fracción de segundo, otras duran horas, días, incluso años. En la velocidad de reacción influyen varios factores como:

- Naturaleza de los reactivos.
- Temperatura.
- Concentración de los reactivos.
- Catalizadores.

El enunciado falso es la alternativa "D".

Al inicio los reactantes tiene mayor concentración y a medida que transcurre el tiempo de reacción va disminuyendo su concentración. Algo análogo sucede con la velocidad de reacción. De acuerdo a la ley de acción de las masas; la velocidad es directamente proporcional a la concentración.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \qquad v = K[A]^a[B]^b$$

Rpta.: E

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 44:

Respecto a la cinética química, podemos afirmar:

I.- CORRECTO

Según la ley de acción de masas, la velocidad de reacción es proporcional a la concentración de los reactantes, por esta razón al inicio de la reacción la velocidad es máxima y va disminuyendo a medida que se van consumiendo los reactantes.

II.- INCORRECTO

Las velocidades de consumo de los reactantes y las velocidades de formación de los productos son distintas en el caso de la velocidad media, depende de la estequiometría de la reacción.

III.- CORRECTO

La cinética química estudia también los equilibrios químicos, ya que se tratan de estados termodinámicos especiales que se alcanzan en las reacciones del tipo reversible ($\rightleftharpoons$)

Luego de acuerdo con el problema, es incorrecta solo la afirmación II.

Rpta.: E

Resolución 45:

Equilibrio químico:

I - CORRECTO

Representa un estado, donde la mezcla de reactantes y productos conservan muchas de sus propiedades como son densidades, presiones parciales, concentraciones, etc. de forma constante. Siempre y cuando ninguna perturbación externa lo afecte.

II.- INCORRECTO

El estado de equilibrio es dinámico, y no estático, ya que, la reacción química no se detiene en ningún momento, su apariencia estática se debe a que la velocidad de reacción directa e inversa son iguales.

III.- CORRECTO

Todo equilibrio se caracteriza con una constante (K_{eq}). la cual, relaciona las medidas de las propiedades que permanecen constantes de los productos respecto a los reactantes.

Luego, de acuerdo con el problema, son correctas las afirmaciones I y III

Rpta.: D

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 46:

Para la reacción:

$$2NO_{(g)} + 2H_{2_g} \xrightarrow{\Delta} N_{2_g} + N_{2_{(g)}} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Sea la ley de rapidez:

$r = K[NO]^x.[H_2]^y$

formamos el sistema de ecuaciones reemplazando los valores experimentales

① $1.25.10^{-6} = k(5.10^{-3})^x.(2,0.10^{-3})^y$

② $5.,0.10^{-6} = k(10,0.10^{-3})^x(2,0.10^{-3})y$

③ $10,0.10^{-6} = k(10,0.10^{-3})^x.(4,0.10^{-3})y$

Resolviendo las ecuaciones ①, ② y ③.

$x = 2;\ y = 1;\ k = 25$

Rpta.: D

Resolución 47:

I.- VERDADERO

En los equilibrios químicos:

- no ocurren cambios macroscópicos
- Los cambios microscópicos siguen ocurriendo

II.- FALSO, porque el aumento de temperatura solo favorece a las reacciones endotérmicas.

II.- VERDADERO

El valor de la constante de equilibrio (K_c) solo depende de la temperatura.

Rpta.: E

Resolución 48:

I.- VERDADERO

Con el tiempo las velocidades directa e inversa de la reacción reversible llegan a ser iguales y se habrá alcanzando el estado de equilibrio químico.

II.- VERDADERO

En el equilibrio químico, las variables como:

Presión
- Temperatura
- Volumen
- Concentración

Permanecen constantes con el tiempo

E&M

III. FALSO

La condición de equilibrio se alcanza, cuando la velocidad de la reacción directa se iguala a la de la reacción inversa.

Esta condición de equilibrio se logra siempre sin importar el estado de partida.

Por ejemplo, se puede llegar al equilibrio mezclando solamente los reactivos o los productos o también haciendo una mezcla arbitraria de reactivos y productos.

Rpta.: E

Resolución 49:

Para la reacción en fase gaseosa.

$$A_{2(g)} + 2B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{2(g)}$$

para la mezcla en equilibrio no se cumple necesariamente

D)Porque no siempre las presiones parciales de tales sustancias tienen que ser iguales.

Rpta.: D

Resolución 50:

Para el equilibrio químico tenemos:

I. Verdadero: A nivel molecular las reacciones se desarrollan en el sentido directo e inverso, pero las propiedades son constantes.

II Falso. Para la reacción:

$$CO_{(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons COC\ell_{2(g)}$$

Si solo colocamos CO(g) en el recipiente no se logra el equilibrio químico.

III. Verdadero: Porque solo se considera las sustancias cuya concentración ha variado en función del tiempo hasta

Rpta.: B

Resolución 51:

Respecto a los factores que afectan los equilibrios químicos, tenemos·

I - VERDADERO

La temperatura (T) es el único factor que no solo altera el equilibrio químico y el curso de la reacción sino también modifica el valor numérico de la constante de equilibrio, esto de acuerdo con la ecuación de Arrhenius

$$k = A \times e^{\frac{Ea}{R \times T}}$$

II - VERDADERO

El equilibrio químico se alcanza cuando la velocidad a la que se forman los productos (directa) es igual a la velocidad a la que estos se descomponen (inversa) apra regenerar a los reactantes.

III.-Los factores como las concentraciones presiones parciales, cambios en el volumen del reactor, etc. solo modifican el curso de la reacción y el equilibrio químico, pero no alteran el valor de la constante.

Rpta.: A

Resolución 52:

Sobre las condiciones del equilibrio químico:

I FALSO: En ningún momento en el equilibrio se detienen las reacciones, ni la directa ni la inversa.

II.- FALSO. Las concentraciones en el equilibrio son constantes, pero no tienen por que ser iguales.

III. VERDADERO: Porque en la mezcla en equilibrio las concentraciones ya no cambian.

Rpta.: D

E&M

Resolución 53:

Se tienen las siguientes reacciones en equilibrio con sus respectivas constantes:

. $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$

$K_{P1} = 2,5 \times 10^{33}$

. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

$K_{P2} = 6 \times 10^{5}$

$N_{2(g)} + 4H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_4Cl_{(s)}$

$K_{P3} = 3,9 \times 10^{70}$

En base a estas reacciones nos piden hallar la constante de equilibrio para el siguiente proceso:

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightleftharpoons NH_4Cl_{(g)}$$

Se observa que esta última reacción se obtiene invirtiendo las dos primeras, para luego sumar miembro a miembro las 3 reacciones y al resultado se le divide entre dos. Luego la nueva constante es:

$$K_{P4} = \sqrt{\frac{K_{P3}}{K_{P1} \times K_{P2}}}$$

$$K_{P4} = \sqrt{\frac{3,9 \times 10^{70}}{2,5 \times 10^{33} \times 6 \times 10^{5}}} = 5 \times 10^{15}$$

Finalmente nos piden para esta última reacción hallar el valor de "K_C" a 25°C (298K).

$\Delta n = (0) - (1 + 1) = -2$

$K_P = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$

$5 \times 10^{15} = K_C \times (0,082 \times 298)^{-2}$

$K_C = 3 \times 10^{18}$

Rpta.: C

Resolución 54:

Se tienen las siguientes reacciones en equilibrio con sus respectivas constante "K_C" es igual a 0,45

La reacción se inicia con 0,6 mol de reactante en un recipiente de 2 litros por lo que su concentración molar es:

$$[POCl_3] = \frac{n}{V} = \frac{0,6}{2} = 0,3$$

$$POCl_{3(g)} \rightleftharpoons POCl_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

$[\ ]_{inicio}$	0,3			-
$[\ ]_{disociación\ y\ forma}$	(- x)		(x)	(x)
$[\ ]_{equilibrio}$	0,3 - x		x	x

Reemplazamos estas concentraciones de equilibrio en la expresión "K_C":

$$K_C = \frac{[POCl] \times [Cl_2]}{[POCl_3]}$$

$$0,45 = \frac{(x)\ (x)}{(0,3 - x)}$$

$x = 0,206M$

Luego el porcentaje de disociación (%α) del reactante en este proceso es.

$$\%\alpha \quad \frac{x}{0,3} \times 100 = \frac{0,206M}{0,3M} \times 100 = 68,7$$

Rpta.: C

Resolución 55:

Se tiene el siguiente sistema heterogéneo en equilibrio, en un recipiente de 10 litros y a 25°C (298K) y con K_p igual a 0,12.

$$HN_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$$

De la reacción, se observa que las únicas sustancias gaseosas son el amoniaco y el sulfuro de hidrógeno, que además se han producido en igual número de moles (iguales coeficientes), por lo que, sus presiones parciales son iguales. Se cumple

$$\boxed{P_{NH_3} = P_{H_2S} = P}$$

$$K_P = P_{NH_3} \times P_{H_2S}$$

$$0,12 = P \times P$$

$$\Rightarrow P = 0,35$$

Luego de la ecuación general de los gases ideales se obtiene.

$$n_{NH_3} = \frac{P_{NH_3} \times V}{R \times T}$$

$$n_{NH_3} = \frac{0,35 \times 10}{0,082 \times 298} = 0,14$$

Rpta.: B

Resolución 56:

El siguiente sistema heterogéneo, alcanza el equilibrio químico a una temperatura de 110°C (383K), con una presión total de 1,25 atmósfera.

$$POCl_{3(g)} \rightleftharpoons POCl_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

De la reacción, se observa que las únicas sustancias gaseosas son el dióxido de carbono y el agua, que además se han producido en igual número de moles (iguales coeficientes), por lo que, sus presiones parciales son iguales. Se cumple:

$$\boxed{P_{CO_2} = P_{H_2O} = P}$$

$$2P = 1,25$$

$$P = 0,625$$

La constante de equilibrio K_p para el proceso es:

$$K_P = P_{CO_2} \times P_{H_2O}$$

$$K_p \quad 0,625 \times 0,625 = 0,39$$

La variación de moles de gases y el valor de la constante de equilibrio K_C son:

$$\Delta n \quad (1+1) - (0) = 2$$

$$K_p = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$$

$$0,39 = K_C \times (0,082 \times 383)^2$$

$$K_C = 3,96 \times 10^{-4}$$

Rpta.: D

Resolución 57:

Según la información el NOBr se disocia y su grado de disociación (α) es 0,34, hallamos la parte de la presión que se consume

$$\boxed{\alpha = \frac{P_{consume}}{P_{inicial}}}$$

$$P_{consume} = 0,34P$$

$$2NOBr_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} + Br_{2(g)}$$

$P_{inicial}$	P		–	–
$P_{consume\ y\ forma}$	-0,34P		0,34P	0,17P
P_{eq}	0,66P		0,34P	0,17P

La presión total en el equilibrio es de 0,25 atmósfera a 25°C (298K):

$$(0,66P) + (0,34P) + (0,17P) = 0,25$$

$$P = 0,21$$

La constante de equilibrio K_p para este proceso es:

$$K_C = \frac{P_{NO_2}^2 \times P_{Br_2}}{P_{NOBr}^2}$$

$$K_P = \frac{(0,34 \times 0,21)^2 \times (0,17 \times 0,21)}{(0,66 \times 0,21)^2}$$

$$K_p = 9,5 \times 10^{-3}$$

La variación de moles de gases es:

$$\Delta n = (2+1) - (2) = 1$$

$$K_p = K_C \times (R \times T)^{\Delta n}$$

$$9,5 \times 10^{-3} = K_C \times (0,082 \times 298)$$

$$K_C = 3,9 \times 10^{-4}$$

Rpta.: E

E&M

Resolución 58:

Se tiene una muestra de 0,186 mol del compuesto $HCONH_2$ en un recipiente de un 2,16 litros, por lo que su molaridad es:

$$[HCONH_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,186}{2,16} = 0,086$$

$$HCONH_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + CO_{(g)}$$

$[\ ]P_{inicio}$	0,086 M		-	
$[\ ]P_{consume\ y\ forma}$	- X M		+ X M	+ X M
$[\ ]P_{equilibrio}$	(0,086-X)M		X M	X M

Reemplazando estas concentraciones de equilibrio en la expresión de "K_c"

$$K_C = \frac{[NH_3][CO]}{[HCONH_2]}$$

$$4,84 = \frac{(x).(x)}{(0,086 - x)}$$

$$X = M = 0,08\ M$$

$$\Rightarrow M_{NH_3} = 0,08M; M_{CO} = 0,08M \wedge M_{NCONH_2} = 0,006M$$

Luego las moles de cada uno de los componentes de esta mezcla en equilibrio son:

$$n_{NH_3} = M \times V = 0,08 \times 2,16 = 0,17$$

$$n_{CO} = M \times V = 0,08 \times 2,16 = 0,17$$

$$n_{HCONH_2} = M \times V = 0,006 \times 2,16 = 0,013$$

$$\Rightarrow n_T = n_{NH_3} + n_{CO} + n_{HCONH_2}$$

$$\Rightarrow n_T = 0,353$$

Hallemos la presión total del sistema de la ecuación general de los gases ideales

$$P_T = \frac{N_T \times R \times T}{V} = \frac{0,353 \times 0,082 \times 400}{2,16}$$

$$P_T = 5,4\ atm$$

Rpta.: C

Resolución 59:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

n_{inicio}	0,07 mol		
$n_{consume\ y\ forma}$	X mol		2X mol
n_{eq}	(0,07–X)mol		2X mol

$n_{total} = (0,07 + X)$ mol

Aplicando Ec. Universal de los gases ideales:

$$PV = RTn_{total}$$

$$2,17 \times 1 = 0,082 \times 308 \times (0,07 + X)$$

$$\Rightarrow X = 0,01592\ mol$$

$$\Rightarrow n_{NO_{2(eq)}} = 2 \times 0,01592 \wedge n_{N_2O_{4(eq)}} = 0,07 - 0,01592$$

$$n_{NO_{2(eq)}} = 0,03184 \qquad n_{N_2O_{4(eq)}} = 0,0540799$$

Hallando K_C:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,03184)^2}{0,0540799} = 1,87 \times 10^{-2}$$

Rpta.: A

Resolución 60:

Se colocan en un recipiente una mol de gas eteno C_2H_4 y una mol de gas hidrógeno H_2, que por reacción producen el siguiente equilibrio:

$$C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6(g)}$$

n_{inicio}	1	1		
$n_{consume\ y\ forma}$	(x)	(-x)		(x)
$n_{equilibrio}$	(1 - x)	(1 x)		x

Las moles totales en el equilibrio son

$$n_T = (1 - x) + (1 - x) + (x) = 2 - x$$

Además la densidad de la mezcla gaseosa en equilibrio es de 0,267 g/L a 700°cC (973K) y una presión total de una atmósfera. La masa molecular aparente de esta mezcla es:

$$M_T = \frac{D \times R \times T}{P}$$

$$\overline{M}_T = \frac{0,267 \times 0,082 \times 973}{1} = 21,3$$

E&M

Esta masa molecular aparente se determina según:

$$M_T = (X \times \overline{M})_{C_2H_4} + (X \times M)_{H_2} + (X \times M)_{C_2H_6}$$

$$21,3 = 28X_{C_2H_4} + 2X_{H_2} + 30X_{C_2H_2}$$

$$21,3 = 28 \times \frac{(1-x)}{(2-x)} + 2x\frac{(1-x)}{(2-x)} + 30 \times \frac{x}{(2\ \ x)}$$

$$x = 0,6$$

Luego, las moles en moles en equilibrio, para el eteno, hidrógeno y etano así como la moles totales son respectivamente 0,4; 0,4, 0,6 y 1,4. Por lo tanto sus presiones parciales son:

$$P_i = X_i P_T$$

$$P_{C_2H_4} = \frac{0,4}{1,4} \times 1 = 0,286$$

$$P_{H_2} = \frac{0,4}{1,4} \times 1 = 0,286$$

$$P_{C_2H_6} = \frac{0,6}{1,4} \times 1 = 0,43$$

Finalmente el valor de su constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{P_{C_2H_6}}{P_{C_2H_4} \times P_{H_2}}$$

$$K_p \quad \frac{(0,43)}{(0,286) \times (0,286)} = 5,25$$

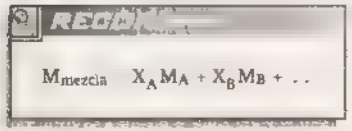
Rpta.: C

Resolución 61:

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

$n_{\text{d inicio y forma}}$	l· a mol		-	·
$n_{\text{consume y forma}}$	d · α a mol		+α a mol	+α a mol
n_{eq}	f (1 α) a mol		α a mol	α. a mol

Sea "x" la fracción molar del $COCl_2$



$$M_{mezcla} \quad X_A M_A + X_B M_B + \ldots$$

Sea "x" la fracción molar del $COCl_2$

$$M_m \quad 99\,x + 28\frac{(1-x)}{2} + \frac{71(1\ \ x)}{2}$$

$$M_m = 49,5x + 49,5 \qquad \ldots(I)$$

$$(1,3)(Mm) = 0,082 \times 0,725 \times 1173$$

$$\Rightarrow \overline{M}m = 53,64 \qquad \ldots(II)$$

Reemplazando (II) en (I):

$53,64 = 49,5x + 49,5 \quad M_m = 53,64$

$$x = 0,0836$$

$$K_p = \frac{P_{CO} \cdot P_{Cl_2}}{P_{COCl_2}} + \frac{(0,4582 \times 1,3)^2}{(0,0836 \times 1,3)}$$

$K_p \quad 3,2$

Rpta.: A

Resolución 62:

En un recipiente de un litro, se colocan 4,4 gramos de gas dióxido de carbono CO_2 (masa molar 44 gramos) y 0,6 gramos de carbono sólido. Se calienta la mezcla hasta los 1000°C (1273K) y se establece el equilibrio

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

$$(P - x) \qquad (2x)$$

Con una presión total de 13,9 atmósferas.

Calculamos la presión "P" del CO_2 al inicio de la reacción: $P = \frac{m \times R \times T}{V \times M}$

$$P = \frac{4,4 \times 0,082 \times 1273}{1 \times 44} = 10,43$$

Sumamos las presiones parciales de los gases en el equilibrio: $(P - x) + (2x) = 13,9$

$$x = 3,47$$

Luego, el valor de la constante de equilibrio K_p para este proceso es: $K_p = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}}$

$$K_p \quad \frac{(2x)^2}{(10,43 - x)} = \frac{(2 \times 3,47)^2}{(10,43 - 3,47)}$$

$$K_p = 6,9$$

Rpta.: A

E&M

Resolución 63:

En un recipiente de 10 litros se tiene el siguiente equilibrio químico, donde se muestran además las moles de cada componente.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

(0,32) (0,16) (0,68)

Sus concentraciones de equilibrio y el valor de su constante K_C son:

$$[SO_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,32}{10} = 0,032M$$

$$[O_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,16}{10} = 0,016M$$

$$[SO_3] = \frac{n}{V} = \frac{0,68}{10} = 0,068M$$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} \quad K_C = \frac{(0,086)^2}{(0,032)^2 \times (0,016)} = 282,2$$

Se agregan una mol de SO_3, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

$(0,32 + x)$ $(0,16 + x)$ $(1,68 - x)$

En este nuevo equilibrio se tiene 0,27 moles de O_2:

$(0,16 + x) = 0,27$

$x = 0,11$

Luego, el porcentaje de descomposición del SO_3 en este nuevo equilibrio es:

$$\alpha = \frac{x}{1,68} \times 100 = 6,5\%$$

Rpta.: B

Resolución 64:

Sea la reacción en equilibrio

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}; \quad K_p = 8,85$$

n=2 T=298 K V=94 L		$P_{parcial} = ?$

Para el NO_2 calculamos su presión parcial

$PV = RTn$

Reemplazamos

$$P_{NO_2} \times 94 = 0,082 \times 0,298 \times 2$$

$$P_{NO_2} = 0,52 \text{ atm}$$

Reemplazamos en $K_p = 8,85$

$$8,85 = \frac{(P_{N_2O_4})}{(0,52)^2}$$

$$\therefore P_{N_2O_4} = 2,39 \text{ atm}$$

Rpta.: C

Resolución 65:

El O_2 (a 8 atm) alcanza el equilibrio de la siguiente forma:

$$3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2O_{3(g)}$$

P_{inicio}	8 atm		0
$P_{d.socia\ y\ forma}$	- 3x		+ 2x
P_{eq}	8 - 3x		2x

Por dato del problema, se tiene en el equilibrio que

$P_{total} = 6$ atm

$$P_{total} = P_{O_2} + P_{O_3}$$

Reemplazamos

$$6 = (8 - 3x) + 2x$$

$$\rightarrow x = 2$$

Nos piden la fracción molar del ozono (y_{O_3})

$$y_{O_3} = \frac{P_{O_3}}{P_{total}}$$

Reemplazamos

$$y_{O_3} = \frac{2(2)}{6} = \frac{2}{3}$$

Rpta.: C

Resolución 66:

Es un equilibrio heterogéneo ya partir de la gráfica podemos obtener información de los gases.

inicio (t=0)	Equilibrio (t=5 min)
n_B = 0,8 mol	n_B = ?
n_C = 0,05	n_C = 0,65 mol

La sustancia A es un sólido y no se emplea para la K_c.

Ahora obtenemos los moles de todos los gases en el equilibrio.

V 2L $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$

n_{inicio}		0,8		0,05
$n_{disocia\ y\ forma}$		− x		+ 2x
n_{eq}		0,8 x		0 05 + 2x

Pero sabemos que $n_{C(eq)} = 0,65$

$\rightarrow 0,05 + 2x = 0,65$

$x = 0,3$

Calculamos la K_C

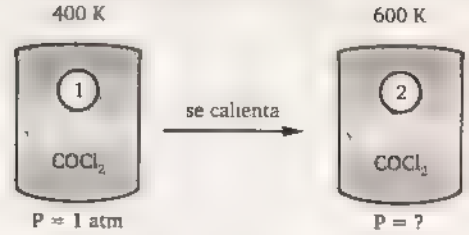
$$K_C = \frac{[C]^2}{[B]}$$

$$\rightarrow K_C = \frac{\left(\frac{0,65}{2}\right)^2}{\frac{0,5}{2}} = 0,4225 = 0,4$$

Rpta.: B

Resolución 67:

Hallamos la presión del fosgeno



Como el volumen es constante se cumple que

$$\frac{P_1}{T_1} \quad \frac{P_2}{T_2}$$

Reemplazamos

$$\frac{1\,atm}{400\,K} \quad \frac{P_2}{600\,K} \rightarrow P_2 = 1,5\ atm$$

Con esta presión, el fosgeno se descompone y alcanza el equilibrio

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

$P_{inicial}$	1,5 atm		0	0
$P_{disocia\ y\ forma}$	− x		+ x	+ x
P_{eq}	1,5 − x		x	x

Reemplazamos en la K_p

$$K_p = \frac{(x)(x)}{(1,5-x)} = \frac{1}{4}$$

Se obtiene

$4x^2 + x \quad 1,5 \quad 0$

Resolviendo se tiene que $x_1 = 0,5$ y $x_2 = -0,75$

Usando el valor positivo

x 0,5 atm

$\therefore P_{CO(eq)} = 0,5$ atm

Rpta.: B

Resolución 68:

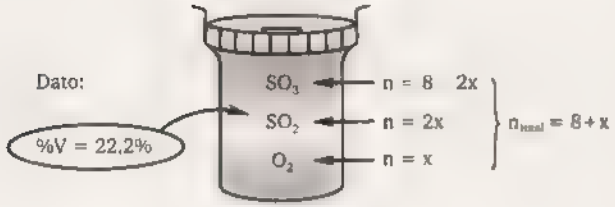
Veamos la variación del número de moles (n) de las sustancias

$$2SO_{3(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + 1O_{2(g)}$$

n_{inicio}	8 mol		0	0
$n_{consume\ y\ forma}$	2x		+ 2x	+ x
n_{eq}	8 2x		2x	x

En el equilibrio tenemos

Mezcla de gases



Según la identidad de Avogadro podemos afirmar para el SO_2 que

$$\%V_{SO_2} = \%n_{SO_2}$$

donde

$$\%n_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}}{n_{total}} \times 100\%$$

Reemplazamos

$$22,2\% \quad \frac{(2x)}{(8+x)} \times 100\%$$

$$\rightarrow x = 1$$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2} = \frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2 \left(\frac{x}{v}\right)}{\left(\frac{8-2x}{v}\right)^2} \quad ..(\beta)$$

Como: v = 1L

Reemplazando (α) en (β)

$$K_C = \frac{(2)^2(1)}{(6)^2} = 0,11$$

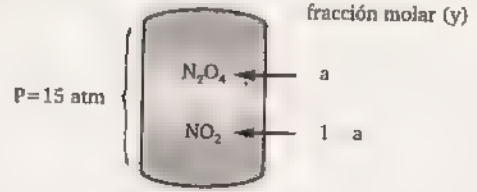
Rpta.: B

Resolución 69:

La reacción en equilibrio es

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)} \quad (18°C)$$

Los gases forman una mezcla



$$\overline{M}_{(mezcla)} = 82,8$$

Calculamos la masa molar de la mezcla

$$\overline{M}_{mezcla} = (y \times \overline{M})_{N_2O_4} + (y \times \overline{M})_{NO_2}$$

$$\rightarrow 82,8 = a \times 92 + (1-a) \times 46$$

$$a = 0,8$$

$$\rightarrow y_{N_2O_4} \quad 0,8 \ \wedge \ y_{NO_2} = 0,2$$

Calculamos la masa molar de la mezcla

$$P_{(N_2O_4)} = 0,8 \times 15 \text{ atm} = 12 \text{ atm}$$

$$P_{(NO_2)} = 0,2 \times 15 \text{ atm} = 3 \text{ atm}$$

Hallamos K_p

$$K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{P_{NO_2}} = \frac{(12)}{3^2} = 1,33$$

Calculamos K_C

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$$

$$1,33 = K_C(0,082 \times 291)^{1}$$

$$\rightarrow K_C = 31,7$$

Rpta.: C

E&M

Resolución 70:

Para el primer equilibrio tenemos de la gráfica las siguientes concentraciones de las sustancias:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

$[\ ]_{eq}$	1M	1M		4M

Calculamos K_c

$$K_C = \frac{(4)^2}{(1)(1)} = 16$$

Antes de llegar al segundo estado de equilibrio observamos un crecimiento súbito de la [NO] de 4 a 6 molar, lo cual nos indica que el sistema se perturbó y reacción para volver a equilibrarse; en el segundo equilibrio tenemos por dato que

$$[N_2] = [O_2] = 1{,}33M \quad [NO] = ?$$

Como el problema no informa que ha habido variación de temperatura, K_c del primer y segundo equilibrio son iguales.

Hallamos K_c para el segundo equilibrio

$$16 = \frac{[NO]^2}{(1{,}33)(1{,}33)}$$

$$\therefore [NO_2] = 5{,}3\,M$$

Rpta.: C

Resolución 71:

Para el primer equilibrio tenemos de la gráfica

$$V = 4L \quad 2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(s)} + O_{2(g)}$$

Masa	224 g			128 g
M	28			32
n	8 mol			4 mol
	2 M			1 M

No olvide que las sustancias sólidas o líquidas puras no se usan para calcular la K_c.

Calculamos K_c de la reacción

$$K_C = \frac{1}{2^2} = 0{,}25$$

Luego este estado de equilibrio se perturba al añadir, 2 mol de O_2 y 1 mol de C, simultáneamente.

Considerando solo las 2 mol de O_2 que se agregaron por el principio de Le Chatelier, el sistema tiene que desplazarse a la izquierda para recuperar su equilibrio.

$$[O_2]_{añadió} = 2mol/4L$$

$$2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(s)} + O_{2(g)}$$

$[\ ]_{inicio}$	2M			1M + 0,5 M
$[\ ]_{dosis\ y\ forma}$	+ 2x	←		− x
$[\ ]_{nuevo\ equilibrio}$	2 + 2x	⇌		1,5 - x

Reemplazamos en $K_c = 0{,}25$

$$K_C = \frac{(1{,}5 - x)}{(2 + 2x)^2} = 0{,}25$$

Resolviendo obtenemos

$$x_1 = 0{,}16 \qquad x_2 = -3{,}16$$

Utilizando el valor positivo tenemos

$$[CO]_{nuevoequilibrio} = 2 + 2(0{,}16) = 2{,}32M$$

Rpta.: A

Resolución 72:

Para la reacción en equilibrio, tenemos la siguiente información:

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$$

1M 1M 8M

Calculamos la constante de equilibrio K_c

$$K_C = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]} = \frac{8}{(1)(1)} = 8$$

Ahora duplicamos el volumen del recipiente

En equilibrio

Al duplicar el volumen de cada gas, sus concentraciones disminuyen a la mitad y el sistema pierde su estado de equilibrio, veamos cómo queda el sistema.

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$$

$[\ ]_{queda}$	0,5M	0,5M		4 M
$[\ ]_{reacc.\ se\ forma}$	+ x	+ x	←	x
$[\ ]_{nuevo\ equilibrio}$	0,5 + x	0,5 + x	⇌	4 − x

Calculamos el cociente de reacción (Q_C)

$$Q_C = \frac{4}{0,5 \times 0,5} = 16$$

Se observa que el cociente de reacción (Q_C) es superior a $K_C = 8$. El sistema para recuperar su equilibrio se desplaza hacia la izquierda, de tal forma que el C sea igual a la K_C.

Reemplazamos en KC

$$K_C \quad 8 = \frac{(4 - x)}{(0,5 + x) \times (0,5 + x)}$$

$\Rightarrow x = 0,7$

Nos queda $[Cl_2] = 0,5 + 0,7 = 1,2M$

Rpta.: D

Resolución 73:

Tenemos la reacción ya en equilibrio con la información de número de moles de las sustancias

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad V_{recipiente} = aL$$

n_{eq}	0,2	0,2		1,4

Calculamos la K_C de la reacción

$$K_C = \frac{\left(\frac{1,4}{a}\right)^2}{\left(\frac{0,2}{a}\right)\left(\frac{0,2}{a}\right)} = 49$$

Después el equilibrio se perturba al agregar 0,6 mol de HCl. Por el principio de Le Chatelier, el sistema se desplazará en el sentido que disminuya el HCl, es decir, hacia la izquierda.

moles que se añadieron

$V = aL \quad H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$

$n_{iniciales}$	0,2	0,2		1,4 + 0,6
$n_{reacc.\ se\ forman}$	+ x	+ x		2x
$n_{nuevo\ equilib}$	0,2 + x	0,2 + x	⇌	2 − 2x

Como no hay cambio en la T, K_C se mantiene constante.

Calculamos K_C en el nuevo equilibrio

$$K_C = \frac{\left(\frac{2-2x}{a}\right)^2}{\left(\frac{0,2+x}{a}\right)\left(\frac{0,2+x}{a}\right)} = 49$$

$$\frac{2-2x}{0,2+x} = 7 \quad \rightarrow x = 0,67$$

Nos piden la masa de H_2 en el nuevo equilibrio

$n_{H_2} = 0,2 + x = 0,87$ mo

Sabemos que $m = n \times \overline{M}$

Reemplazamos

$m = 0,87(2)$

$m = 1,74\,g$

Rpta.: B

Resolución 74:

Se tiene el siguiente equilibrio y las presiones parciales de los gases.

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

$P_{parcial}$	5 atm		3 atm	4 atm
$P_{reacciona\ y\ forma}$	x		+ x	+ x
P_{eq}	5 − x		3 + x	4 + x

Al inicio, la presión total del sistema es 12 atm. Para llegar al estado de equilibrio, la presión debe ser 14 atm. El sistema se desplazará a la derecha para aumentar su presión ya que formará más moles.

Por dato se sabe que en el equilibrio

$P_T = 14$ atm

$P_T = P_{PCl_5} + P_{PCl_3} + P_{Cl_2}$

$14 = (5 - x) + (3 + x) + (4 + x)$

$\Rightarrow x = 2$

En el equilibrio tenemos

$P(PCl_5) = 3$ atm $P(PCl_3) = 5$ atm $P(PCl_3) = 6$ atm

Calculamos la constante K_p

$$\therefore K_p = \frac{(5)(6)}{(3)} = 10$$

Rpta.: E

Resolución 75:

Se tiene al inicio $n_{(NOCl_2)} = 6$mol, V = 10L

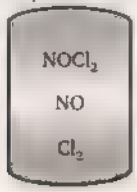
Hallando la concentración inicial del $NOCl_2$

$$[NOCl_2] = \frac{6mol}{10L} = 0,6M$$

se obtiene el equilibrio en la siguiente reacción a 477°C (750K): $NOCl_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

$[\ ]_{inicio}$	0,6 M		0	0
$[\ ]_{reacciona\ y\ forma}$	− x		+ x	+ x
$[\ ]_{eq}$	0,6 − x		x	x

En el equilibrio tenemos una mezcla de gases



T = 750 K

P = 49,2 atm

$[gases]_{totales} = (0,6 - x) + (x) + (x)$

$= 0,6 + x$

Aplicamos la ecuación universal de los gases ideales para toda la mezcla

$P_{total} \times V_{total} = R \times T \times n_{total}$

Acomodando la expresión

$$P_{total} = R \times T \times \left(\frac{n_{total}}{V_{total}}\right)$$

Nos queda al final

$$P_{total} = R \times T[gases]_{total}$$

Reemplazamos

$49,2 = 0,082 \times 750(0,6 + x)$

$\rightarrow x = 0,2$

Las concentraciones en el equilibrio son

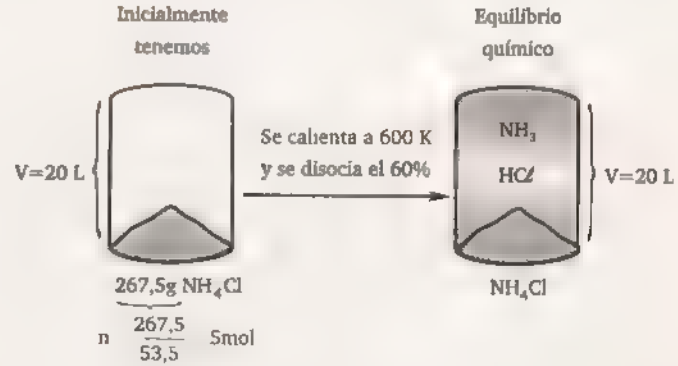
$[NOCl_2] = 0,4M; [NO] = 0,2; [Cl_2] = 0,2M$

Calculamos K_C

$$K_C = \frac{(0,2)(0,2)}{(0,4)} = 0,3$$

Rpta.: B

Resolución 76:



$n = \frac{267,5}{53,5} = 5mol$

Obteniendo el estado de equilibrio

$$NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

n_{inicio}	5 mol		0	0
$n_{disocia\ y\ forma}$	$-60\%(5)$ = 3 mol		+ 3 mol	+ 3 mol
n_{eq}	2 mol		3 mol	3 mol

Para calcular la K_C solo usamos la concentración de las sustancias gaseosas, el NH_4Cl es un sólido y su concentración permanece constante.

$K_C = [NH_3][HCl]$

Reemplazamos

$$K_C = \left(\frac{3}{20}\right) \times \left(\frac{3}{20}\right) = 2,25 \times 10^{-2}$$

Rpta.: A

Resolución 77:

Se introducen en un recipiente una mol de gas SO_2 y 0,5 mol de O_2, de tal forma que se establece el siguiente equilibrio por consumo del 46% del SO_2:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

$$\underbrace{(1-0,46)}_{0,54} \quad \underbrace{(0,5-0,23)}_{0,27} \quad (0,46)$$

Las moles totales en equilibrio son:

$n_T = 0,54 + 0,27 + 0,46 = 1,27$

La presión total de equilibrio es de una atmósfera, y las presiones parciales de los gases en esta mezcla son:

$$P_i = X_i \times P_T$$

$$P_{SO_2} = \frac{0,54}{1,27} \times 1 = 0,425$$

$$P_{SO_2} = \frac{0,27}{1,27} \times 1 = 0,21$$

$$P_{SO_3} = \frac{0,46}{1,27} \times 1 = 0,36$$

Luego, el valor de su constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \times P_{O_2}}$$

$$K_p = \frac{(0,36)^2}{(0,425)^2 \times (0,21)} = 3,41$$

Rpta.: A

Resolución 78:

$V = 10L \wedge P = 1,39\,atm$

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \xrightleftharpoons{927°C} 2CO_{(g)}$$

n_{inicio}		0,1 mol		–
$n_{consume\ y\ forma}$		– x		2x
n_{eq}		(0,1 – x)		2x

$n_{total} = 0,1 + x$ .... (α)

Hallando n_{CO_2} total :

$$PV = RTn_{total}$$

$$1,39atm \times 10L = 0,082\frac{atm \times L}{mol \times k} \times 1200K \times n_{total}$$

$n_{total} = 0,14126mol$ ..... (β)

De la ecuación (α) y (β):

$0,1 + x = 0,14126$

$x = 0,04126\,mol$

Hallando P_{CO_2} :

$$P_{CO_2}\left(\frac{0,1 - x}{x}\right) . P_{mezcla}$$

Reemplazando los datos:

$$P_{CO_2} = \frac{0,0587}{0,14126} \times 1,39\ atm = 0,576\ atm$$

$$P_{CO_2} = 0,811999\ at$$

Hallando K_p.

$$K_p = \frac{(P_{CO})^2}{P_{CO_2}} = \frac{0,81999^2}{0,578} = 1,14$$

Rpta.: C

Resolución 79:

En el equilibrio

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

$P = 1,5 g/L$; $P = 0,6$ atm, $T = 298K$

Se sabe: $P\overline{M} = PRT$

$$\Rightarrow M = \frac{PRT}{P}$$

$$\Rightarrow \frac{(1,5)(0,82)(298)}{(0,6)} = 61 g/mol$$

En la mezcla

$$M = M_1X_1 + M_2X_2$$

$$\Rightarrow \overline{M}_{N_2O_4}X_{N_2O_4} + M_{NO_2}X_{NO_2} = M_{mezcla}$$

$$92X_{N_2O_4} + 46X_{NO_2} = 61 \ldots . (I)$$

$$X_{N_2O_4} + X_{NO_2} = 1 \ldots . (II)$$

$$XN_2O_4 = 0,326$$

$$X_{NO_2} = 0,674$$

Luego:

$$P_{N_2O_4} = X_{N_2O_4}.P_T = (0,326)(0,6) = 0,1956 \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = X_{NO_2}.P_T = (0,674)(0,6) = 0,4044 \text{ atm}$$

$$K_P = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{(0,4044)^2}{(0,1956)} = 0,836$$

Rpta.: C

Resolución 80:

Veamos la variación del número de moles n de las sustancias

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{3(g)}$$

n_{inicio}	1 mol		-
$n_{disocia\ y\ forma}$	- x mol		2x mol
$n_{eq.}$	(1 - x) mol		2x mol

$$\Rightarrow n_T = n_{N_2O_4} + n_{NO_2} = (1 + x) mol$$

Hallando el número de moles en equilibrio

$$PV = RTn$$

$$3,936 \text{ atm} \times 10L = 0,082 \frac{\text{atm} \times L}{\text{mol} \times k} \times 400K \times (1 + x) mol$$

$$x = 0,2 \text{ mol}$$

Hallamos el porcentaje del grado de disociación del N_2O_4

$$\alpha = \frac{x}{Co}$$

$$\alpha = \frac{0,2}{1} = 0,2\%$$

$$\Rightarrow \%\alpha = 20\%$$

Finalmente hallamos K_C:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0,2 \times 2}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,8}{10}\right)} = 0,02$$

Rpta.: D

Resolución 81:

En un recipiente de 2 litros se colocan 100 gramos de la sal bicarbonato de sodio NaHCO3 (masa molar 84 gramos), que al ser calentado a 125°C (398K) se descompone y se establece el siguiente equilibrio heterogéneo, cuyo valor de constante de equilibrio K_p es 325

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

De la reacción, se observa que las únicas sustancias gaseosas son el dióxido de carbono y el agua, que además se han producido en igual número de moles (iguales coeficientes), por lo que, sus presiones parciales son iguales. Se cumple:

$$K_P = P_{CO_2}P_{H_2O}$$

$$3,25 = P \times P$$

$$P = 1,8 \text{ atm}$$

E&M

El número de moles de CO_2 formado, que es igual es:

$$n_{CO_2} \quad \frac{P_{CO_2} \times V}{R \times T}$$

$$n_{CO_2} = \frac{1,8 \times 2}{0,082 \times 398} = 0,1$$

También de la reacción química, se observa que la cantidad de bicarbonato de sodio que se consume es 0,22 moles; cantidad que en gramos equivale a:

$$m = 0,22mol \times 84 \frac{g}{mol} = 18,48g$$

Rpta.: B

Resolución 82:

Se colocan en una recipiente 11,02 milimoles de gas sulfuro de hidrógeno H_2S y 5,48 milimoles de gas metano CH_4, que por reacción producen el siguiente equilibrio a 700°C:

$$2H_2S_{(g)} + CH_{4(g)} \rightleftharpoons 4H_{2(g)} + CS_{2(g)}$$
$$(11,02 - 2x) \quad (5,48 - x) \qquad (4x) \quad (x)$$

Al analizar la mezcla en equilibrio, se encontró 0,711 milimoles de Cs2, por lo que se cumple:

$$x = 0,711$$

Las moles totales en esta mezcla gaseosa en equilibrio es: $n_T = (11,02 - 2x) + (5,48 - x) + (4x) + (x)$

$$n_T = 16,5 + 2x = 17,922$$

La presión total de la mezcla en equilibrio es de 762 mmHg, por lo tanto, las presiones parciales de sus componentes son:

$$P_T = 762\,mmHg \times \frac{1atm}{760mmHg} = 1\,atm$$

$$P_i = X_i \times P_T$$

$$P_{Hg} = \frac{9,598}{17,922} \times 1 = 0,54$$

$$P_{CH_4} = \frac{4,769}{17,922} \times 1 \quad 0,27$$

$$P_{H_2} \quad \frac{2,844}{17,922} \times 1 = 0,16$$

$$P_{CS_2} \quad \frac{0,711}{17,922} \times 1 = 0,04$$

Luego, el valor de su constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{P_{H_2}^4 \times P_{CS_2}}{P_{H_2S}^2 \times P_{CH_4}}$$

$$K_p = \frac{(0,16)^4 \times (0,04)}{(0,54)^2 \times (0,27)} \quad 3,3 \times 10^{-4}$$

Rpta.: D

Resolución 83:

Se introduce una mol de gas pentacloruro de fósforo PCl_5 en un recipiente vacío, al ser calentado a 250°C (532K) se establece el siguiente equilibrio.

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$
$$(1 - x) \qquad (x) \quad (x)$$

Los moles totales de la mezcla en equilibrio es:

$$n_t = (1 - x) + (x) + (x) = 1 + x$$

En el equilibrio el porcentaje en volumen del gas cloro Cl_2 es del 40,7%, lo cual es proporcional al porcentaje en moles: $\%V_{Cl_2} = \frac{x}{1+x} \times 100 = 40,7$

$$x = 0,686$$

La presión total en el equilibrio es de 2 atmósferas, por lo tanto, las presiones parciales de los componentes de esta mezcla son:

$$P_i \quad X_i \times P_T$$

$$P_{PCl_5} = \frac{(1 \quad 0,686)}{(1 + 0,686)} \times 2 \quad 0,37$$

$$P_{PCl_3} = \frac{(0,686)}{(1 + 0,686)} \times 2 = 0,81$$

$$P_{Cl_2} = \frac{(0,686)}{(1 + 0,686)} \times 2 = 0,81$$

Luego, el valor de su constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$$

$$K_p = \frac{(0,81) \times (0,81)}{(0,37)} = 1,77$$

Rpta.: D

Resolución 84:

I) $Br_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows 2BrCl_{(g)}$. $K_C = 9$

n_{inicio}	1mol	1mol		
$n_{formado}$	–	–		2x
$n_{reaccionado}$	x	x		
$n_{equilibrio}$	(1 x)	(1 x)		2x

$K_C \quad \frac{(2x)^2}{(1-x)^2} \quad 9 \Rightarrow x \quad 0,6mol$

II) $Br_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows 2BrCl_{(g)}$.

[inicio]	0,4M	0,4M		0,6M
[formado]	–	–		2y
reaccionado	y	y		
[equilibrio]	(0,4 - y)	(0,4 - y)		(2y + 0,6)

Como no hubo un cambio en la temperatura entonces, $K_C = 9$ se mantiene en esta nueva etapa.

$$K_C = \frac{(2y + 0,6)^2}{(0,4 - y)^2} = 9$$

$$\frac{2y + 0,6}{0,4 - y} = 3 \Rightarrow y = 0,12M$$

III) Finalmente: $[Br_2] = 0,4 - 0,12 = 0,28M$

Rpta.: A

Resolución 85:

I) VERDADERO — Todo aumento de presión favorece al miembro de menor volumen, o sea el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$: $V_R < V_P$;

1V 2V

$V(N_2O_4) \quad < \quad V\ (NO_2)$

II) FALSO — $N_2O_4 \quad \rightleftarrows \quad 2NO_2$; V 1L

n_{inicio}	6 mol		-
$n_{consume\ y\ forma}$	– x mol		2x mol
$n_{eq.}$	(6 x) mol		2x mol

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow 1 = \frac{(2x)^2}{(6 - x)}$$

$6 \quad x \quad 4x^2$

$4x^2 + x \quad 6 \quad 0$

$\Rightarrow x \quad 1,1$

$n_{NO_2} \quad = 2x = 2(1,1) = 2,2mol$

III) FALSO — La constante de equilibrio no cambia con la variación de presión, volumen, concentración y catalizador. Si cambia con la variación de la temperatura.

Rpta.: A

Resolución 86:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 181\frac{kJ}{mol} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$$

A) VERDADERO — $kp = kc(RT)^{\Delta n} = kp = kc$

B) VERDADERO — Al aumentar la temperatura se favorece la reacción directa y se forma más NO.

C) VERDADERO — Aumento T aumenta K_C, debido a que la reacción es endotérmico

D) VERDADERO — Debido a que $\Delta n=0$, las variaciones de volumen no perturban la condición de equilibrio.

E) FALSO — Si la temperatura se mantiene constante, kp no varía con la adición de NO.

Rpta.: E

Resolución 87:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

Un aumento de presión, implica una disminución del volumen del recipiente y el equilibrio se perturba favoreciendo aquel sentido de reacción donde hay menor número de moles gaseosos y en ese caso se favorece la reacción directa y aumenta el rendimiento de reacción.

Rpta.: B

Resolución 88:

Para la reacción.

$$A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + \text{calor}$$

I.- FALSO. Al no existir diferencia en los moles de gases de reactantes y productos ($\Delta n = 0$)
Un cambio de volumen (o presión) no altera el equilibrio.

II.- FALSO· Porque al modificar la cantidad de sólido las concentraciones de los demás componentes permanecen invariables.

III. VERDADERO: Porque al desplazarse hacia la izquierda, la constante K_c, K_p disminuye.

Rpta.: E

Resolución 89:

Para el siguiente equilibrio homogéneo y endotérmico, podemos afirmar:

$$\underbrace{PCl_{5(g)}}_{1\text{ mol}} + 22\text{kcal} \rightleftharpoons \underbrace{PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}}_{2\text{ moles}}$$

I) VERDADERO — El aumento de la temperatura favorece la reacción directa (→), ya que en este sentido se absorbe energía y se produce la disociación del reactante.

II) FALSO — El incremento de la presión desplaza la reacción hacia la izquierda (←), ya que se debe de formar menor cantidad de moles de gases y así restablecer el equilibrio.

III) FALSO — Si se incrementa la cantidad de gas cloro (Cl_2), la reacción se desplaza hacia la izquierda (←), con la finalidad de consumir parte del cloro agregado.

IV) VERDADERO — Si se incrementa la concentración del reactante Pcl5 la reacción se desplaza hacia la derecha (→), ya que parte de esta sustancia debe disociarse para restablecer el equilibrio.

Rpta.: E

Resolución 90:

$$PCl_{5(g)} + 50\text{kcal} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Proceso Endotérmico

Si aumentamos la cantidad de cloro, se perturba la condición de equilibrio y por el principio de Le'Chatelie, la reacción inversa se favorece, disminuyendo la cantidad de PCl_3 y aumentando la del PCl_5

Rpta.: E

Resolución 91:

Analizamos las perturbaciones externas y sus consecuencias para la siguiente reacción:

$$\text{calor} + CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

I.- FALSO — Retirar o añadir un sólido no altera el equilibrio.

II.- VERDADERO — Al reducir el volumen, el sistema aumenta su presión y al reacción se desplaza a la derecha.

III.- FALSO — Al incrementar la temperatura, la reacción se desplaza a la derecha y aumenta la presión del CO_2.

Rpta.: A

Resolución 92:

Se tiene el siguiente equilibrio químico homogéneo:

$$\underbrace{N_{2(g)} + 3H_{2(g)}}_{4\text{ moles}} \rightleftharpoons \underbrace{2NH_{3(g)}}_{2\text{ moles}} + \text{calor}$$

Si se duplica la presión se reduce el volumen del sistema; esto altera el equilibrio.
Para restablecerlo la reacción se desplaza hacia la derecha (→) con la finalidad de producir menos moles de gases y así reducir la presión del sistema, esto origina la liberación de mayor cantidad de energía (el sistema se calienta), a demás del consumo de reactantes y al formación de cantidad adicional de producto.
Luego de acuerdo con el problema, es correcta la afirmación "D"

Rpta.: D

E&M

Resolución 93:

Para el equilibrio a 580°C

$$A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + \text{calor}$$

I FALSO Para ejemplo una disminución de volumen desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

II. FALSO· Un cambio en la cantidad de sólido no altera la concentración de los demás componentes.

III. FALSO

$K_C = 10^{-2}$ al invertir la reacción

$K_{C'} = \frac{1}{10^{-2}} = 10^2$

$K_p = K_C = (RT)^{\Delta n}$

$K_p = 10^2(0{,}082.853)^1 = 6994{,}6$

Rpta.: B

Resolución 94:

Respecto alas afirmaciones, tenemos:

I FALSO Los cambios en las concentraciones de los reactantes y productos, modifican la presión del sistema, pero esto no altera el valor de la constante de equilibrio, salvo que también se altere la temperatura.

II.- VERDADERO Para la siguiente reacción en equilibrio·

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

Si se agrega 80 gramos de producto SO_3, la reacción se desplaza hacia la izquierda (←), ya que parte de esta sustancia debe de consumirse para restablecer el equilibrio.

III - FALSO El ingreso de un gas inerte como el helio a la reacción anterior, genera un incremento de la presión total del sistema, pero esto no genera cambios en la concentración de las sustancias por lo que la reacción no se desplaza en ningún sentido.

Rpta.: E

Resolución 95:

Analizando las proposiciones:

I FALSO· Porque al aumentar la temperatura, aumenta el valor de la constante de equilibrio. Entonces la reacción es endotérmica

II. FALSO. Para la reacción:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 92{,}22kJ$$

$\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2$,

$K_p = K_C(RT)^{-2}$

III VERDADERO: En la reacción:

$$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)} + 40kJ$$

$\downarrow T \supset \rightarrow \supset \uparrow K_c$

Se favorece el rendimiento de la reacción

Rpta.: D

Resolución 96:

A 700°C, la constante de equilibrio K_C para el proceso indicado en el problema toma el siguiente valor:

$$2SO_{3(g)} + 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$K_C = 4{,}8 \times 10^{-3}$$

Si a segundos de iniciarse el proceso se analiza las concentraciones de las sustancias, se tienen las medidas: $[SO_3] = 0{,}6M$

$[SO_2] = 0{,}15M$

$[O_2] = 0{,}025M$

Reemplazamos concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio y tenemos.

$$K_C = \frac{[SO_2]^2 \times [O_2]}{[SO_3]^2}$$

$$K_C = \frac{(0{,}15)^2 \times (0{,}025)}{(0{,}6)^2} = 1{,}56 \times 10^{-3}$$

Se observa que dicho valor, es menor que el valor real, por lo tanto, la reacción aún no se encuentra en equilibrio (en ese instante la reacción inversa se desarrolla en mayor proporción), alcanzará dicho estado al desplazarse hacia la derecha, ya que; en ese sentido se incrementa las concentraciones de los productos y el valor de la constante.

Rpta.: C

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 97:

Para la reacción a 500°C tenemos los siguientes datos:

$$\underbrace{2B_{(g)}}_{0,65\ M} \rightleftharpoons \underbrace{C_{(g)}}_{0,5\ M}$$

Calculamos la K_C

$$K_C = \frac{0,5}{(0,65)^2} = 1,18$$

Para saber si la reacción es endotérmica o exotérmica, analizamos las constantes de equilibrio a las distintas temperaturas.

T	150°C	250°C	500°C
K_C	$\frac{0,8}{0,3^2} = 8,89$	$\frac{0,7}{0,5^2}$ 2,8	$\frac{0,5}{0,65^2} = 1,18$

Al aumentar la temperatura, la K_C disminuye; para que esto ocurra, la reacción tiene que aumentar el reactante y disminuir el producto, por lo cual, se desplaza a la izquierda. Solo la reacción exotérmica producirla esta acción

La reacción es exotérmica.

Rpta.: D

Resolución 98:

En relación al siguiente sistema en equilibrio químico, podemos afirmar:

A) INCORRECTO Si dicho proceso, posee una constante K_C, la reacción inversa presentará una constante $1/K_C$ a la misma temperatura, esto debido a que invierten las posiciones de los reactantes y productos.

B) INCORRECTO Independientemente de las cantidades de reactantes o de productos, con la cual se inicie la reacción química, el valor de la constante es el mismo a una temperatura dada.

FONDO EDITORIAL RODO

C) INCORRECTO Los equilibrios químicos, sólo se presentan en reacciones reversibles, que son reacciones que se desarrollan en ambos sentidos, por lo que, los reactantes no se consumen completamente, parte de ellos son regenerados por los productos.

D) INCORRECTO Los equilibrios químicos son espontáneos, es decir se alcanzan en un tiempo finito, ya sea, que se inicie con los reactantes o los productos.

E) CORRECTO El equilibrio indicado en el problema, se alcanza partiendo de ciertas cantidades de los reactante SO_2 y O_2 o partiendo de cierta cantidad del producto SO_3

Rpta.: E

Resolución 99:

Se tiene el siguiente equilibrio en medios acuoso y exotérmico.

$$\underbrace{Fe^{+3}_{(ac)} + 6SCN^{-1}_{(ac)}}_{\text{incoloro}} \rightleftharpoons \underbrace{[Fe(SCN)_6]^{-3}_{(ac)}}_{\text{rojo}}$$

El color rojo disminuye si la reacción se desplaza hacia la izquierda, esto ocurre si se calienta el sistema, ya que, se favorece la reacción inversa que es endotérmica o si se extraen parte de los reactantes.

luego, de acuerdo con el problema, es correcta la afirmación "B".

Rpta.: B

Resolución 100:

Con el gráfico mostrado para la reacción:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + \text{calor}$$

I. VERDADERO: x, y, z son las concentraciones del primer equilibrio desde t_1 y t2

II. FALSO: Porque entre t2 y t3 las concentraciones están cambiando.

III. VERDADERO: La perturbación ab significa un incremento en la concentración equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Rpta.: E

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Con respecto a la cinética química, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

   I. Estudia la rapidez de las reacciones químicas.
   II. Una reacción elemental se desarrolla en dos o más etapas.
   III. La velocidad de una reacción se puede expresar en $mol.L^{-1}.s^{-1}$

   A) VFV B) FFV C) FVF
   D) VVV E) VVF

2. Señale las proposiciones incorrectas

   I. Los alimentos se descomponen más fácilmente en invierno que en verano
   II. La carne molida se fríe más rápido que la carne entera.
   III. La velocidad de una reacción es independiente de la temperatura.

   A) Solo III B) I, II y III C) I y II
   D) Solo II E) I y III

3. Determine la ley de velocidad para la siguiente reacción elemental.

   $$A_{3(g)} + 3C_{(g)} \rightarrow 3AC_{(g)}$$

   A) $V_{rx} = k[A_3]^2[3C]$
   B) $V_{rx} = k[A_3][C]$
   C) $V_{rx} = k[A_3][C]^3$
   D) $V_{rx} = k[A]^3[C]$
   E) $V_{rx} = k[A_2][C]^3$

4. Indique el nombre de las sustancias químicas que dentro de los organismos vivos aumentan la velocidad de las reacciones metabólicas.

   A) preservantes
   B) enzimas
   C) inhibidor
   D) catalizador negativo
   E) lípidos

5. Señale las afirmaciones que no guarden relación con la definición de una reacción compleja.

   I. Se desarrolla en una sola etapa
   II. También se denomina reacción sencilla
   III. La fotosíntesis es un ejemplo de reacción.

   A) I y II B) I y III C) Solo II
   D) I, II y III E) Solo III

6. La velocidad de oxidación de un clavo hierro disminuye cuando se

   A) fracciona en partes más pequeñas.
   B) aumenta la humedad del medio ambiente.
   C) incorpora a la reacción un catalizador positivo.
   D) disminuye la concentración de oxígeno.
   E) añade dentro de un frasco con ácido muriático.

E&M

7. Si consideramos la siguiente reacción como elemental, halle la velocidad de formación del NO_2, en mol/L. Se sabe que el O_2 se consume con una velocidad 1,5m/s.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

A) 1,5 B) 1 C) 4
D) 3 E) 2

8. El pentoxido de dinitrógeno (N_2O_5) de descompone a 60°C y presenta la siguiente información

t(min)	0	4	8	12	16
$[N_2O_5]$	1,6	1,2	1,0	0,82	0,62

Calcule la velocidad de descomposición media entre 8 y 16 minutos.

A) $4,75x10^{-3}M\ min^{-1}$
B) $4,75x10^{-2}M \cdot min^{-1}$
C) $4,75x10^{-1}M \cdot min^{-1}$
D) $4,75x10^{-0}M \cdot min^{-1}$
E) $4,75x10^{2}M \cdot min^{-1}$

9. La siguiente reacción se realiza en una sola etapa y en fase gaseosa $2A+B \rightarrow C$ Señale la secuencia correcta de verdad (V)o falsedad (F).

I. El orden de la reacción con respecto a A es 2.
II. La ley de velocidad es $V_{rx} = k[A][B]^2$
III. El orden total de la reacción es 3.

A) FFF B) VFV C) FFV
D) VVV E) FVV

10. La siguiente reacción es elemental y posee una velocidad de reacción igual a X. ¿Cuál sería la velocidad de reacción si las concentraciones de los reactantes se duplican?

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)}$$

A) 3X B) 8X C) 4X
D) 2X E) X

11. La reacción entre A_2 y B_2 se realiza con el siguiente mecanismo:

Etapa 1: $A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightarrow A_2B + B$

Etapa 2: $A_2B_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow A_2B_2$

Etapa 3: $A_2B_{2(g)} \rightarrow 2AB_{(g)}$

Señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I. La reacción entre A_2 y B_2 es elemental
II. La sustancia A_2B es intermediaria.
III. La reacción neta del proceso es $A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2AB_{(g)}$

A) FVV B) VVF C) FFF
D) FVF E) VVV

12. Determine cuáles de los siguientes equilibrios son heterogéneos.

I. $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$
II. $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$
III. $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$

A) Solo III B) I, II y III C) I y II
D) Solo II E) I y III

13. Para la reacción

$2A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 2D_{(g)} + E_{(g)}$

calcule su KP si las presiones parciales, en atm, en el estado de equilibrio son

$P_A = 2; P_B = 1; P_C = 4; P_D = 0,5; P_E = 1$

A) 2,60 B) 1,42 C) 0,25
D) 0,30 E) 0,16

14. Para la siguiente reacción en equilibrio

$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)}$

calcule el K_C cuando las concentraciones son

$[S] = 2; [O_2] = 2; [SO_2] = 8$

A) 2 B) 4 C) 9
D) 3 E) 8

15. En la reacción

$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 2D_{(g)}$

las moles de los constituyentes del sistema en equilibrio son A=4; B=3; C=2 y D=1. Calcule la fracción molar del gas B

A) 0,2 B) 0,4 C) 0,3
D) 0,1 E) 0,6

16. La siguiente reacción se utiliza para obtener oxígeno gaseoso

$4KO_{2(s)} + 2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2K_2CO_{3(s)} + 3O_{2(g)}$ (K_p=28,5 a 25°C)

Si se triplica el volumen del recipiente, indique lo que ocurre con la concentración del carbonato de potasio.

A) aumenta
B) se mantiene constante
C) disminuye
D) no se puede determinar
E) aumenta y disminuye

17. Sea la reacción en equilibrio

$3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2O_{3(g)}$ + calor

Señale lo que ocurre cuando aumentamos la temperatura del sistema.

I. Aumenta la cantidad de O_2.
II. Disminuye la cantidad de O_2.
III. La reacción se desplaza a la derecha

A) I y III B) Solo I C) Solo II
D) II y III E) I y II

18. Determine la constante de equilibrio K_C para el sistema que contiene

N_2=4 moles, H_2=1 mol y NH_3=8 moles en equilibrio. Se sabe que el recipiente del sistema posee un volumen de 4 litros.

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

A) 142 B) 185 C) 250
D) 256 E) 221

19. En el siguiente sistema reversible a 457°C $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ se introdujo inicialmente 3 moles de NOCl. Cuando se estableció el equilibrio, se obtuvo un total de 3,5 moles de gases. ¿Cuántos moles de Cl_2 se formó?

A) 0,3 B) 2,0 C) 0,6
D) 0,5 E) 0,1

20. El hidrógeno gaseoso reacciona con yodo molecular, I_2, para formar yoduro de hidrógeno de la siguiente manera. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$; el K_C a 1000 K es 25.

Si inicialmente tenemos una concentración de 4,00 mol/L para cada reactante, ¿Cuál será la concentración de yodo en el equilibrio expresada en mol/L?

A) 0,12 B) 0,03 C) 0,67
D) 1,14 E) 1,48

21. Dentro de un recipiente cerrado se tiene a 27 °C el gas N_2O_4, ejerciendo la presión de 1 atm. Si luego de cierto tiempo se disocia en un 20% para alcanzar, calcule el K_p de reacción.
$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

A) 2,6 atm B) 1,4 atm C) 0,2 atm
D) 0,3 atm E) 0,1 atm

22. Para la reacción endotérmica
$A_{(g)} \rightleftharpoons 2B_{(g)}$, Indique el cambio que ocurre cuando se le aumenta la temperatura.

A) se desplaza a la izquierda.
B) se desplaza a la derecha.
C) no sufre ningún cambio.
D) aumenta la cantidad de A.
E) disminuye la cantidad de B.

23. Con relación al equilibrio químico, señale las afirmaciones incorrectas.
I. Surge en reacciones irreversibles.
II. La velocidad de la reacción inversa es mayor que la directa.
III. Los reactantes se consumen parcialmente.

A) I y II B) II y III C) I, II y III
D) Solo II E) Solo III

24 Para el equilibrio $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{2(g)}$
Indique la expresión de la constante K_p.

A) $\dfrac{(P_{CO_2})^2}{(P_{CO})^2 \times P_{O_2}}$ B) $\dfrac{P_{CO_2}}{P_{CO} \times (P_{O_2})^2}$

C) $\dfrac{P_{CO_2}}{P_{CO} \times P_{O_2}}$

D) $\dfrac{P_{CO_2}}{(P_{CO})^2 \times P_{O_2}}$ E) $\dfrac{(P_{CO_2})^3}{(P_{CO})^2 \times P_{O_2}}$

25. Con respecto a la constante de equilibrio, señale las proposiciones correctas.

I. Se calcula al inicio de la reacción
II. El KC siempre posee unidades de mol/L
III. Se puede calcular con las concentraciones y presiones de las sustancias.

A) I y II B) II y III C) I, II y III
D) Solo II E) Solo III

26. Determine en cuáles de las siguientes reacciones se cumple que $K_C = K_p$

I. $Ni_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons NiO_{(s)} + H_{2(g)}$
II. $2NO_{(g)} \leftrightarrow N_2O_{4(g)}$
III. $C_{(s)} + O_{2(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)}$

A) I y II B) II y III C) I, II y III
D) Solo II E) Solo III

27. A una temperatura determinada, se tiene que $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2(g)}$
$K_c = 0,3$

Manteniendo la temperatura constante, calcule el K_c para la siguiente ecuación.
$4CO_{(g)} + 2O_2 \rightleftharpoons 4CO_{2(g)}$ K_c = ?

A) 0,09 B) 0,03 C) 0,05
D) 0,04 E) 0,10

28. Con relación al equilibrio químico, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I. Se forma una mezcla de reactantes y productos.
II. A nivel molecular es estático.
III. Las propiedades físicas del sistema son constantes.

A) FFF B) FVF C) VVV
D) FFV E) VFV

29. Para el equilibrio

$NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

Indique la expresión para la constante K_C

A) $\dfrac{[NH_3][H_2S]}{[NH_4HS]}$ B) $\dfrac{[NH_3]^2[H_2S]}{[NH_4HS]}$

C) $[NH_3]^2[H_2S]$

D) $[NH_3][H_2S]$ E) $\dfrac{[H_2S]^3}{[NH_4HS]}$

30. Para el equilibrio

$3Cr_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Cr_3O_{4(g)} + 4H_{2(g)}$

su constante K_C se puede expresar como

A) $\left(\dfrac{[Cr]^3[H_2O]^4}{[Cr_3O_4][H_2]^4}\right)$ B) $\left(\dfrac{[Cr]^3}{[H_2O]^4}\right)$

C) $\left(\dfrac{[Cr_2O_3]\,[H_2]^4}{[Cr]^3[H_2O]^4}\right)$

D) $\left(\dfrac{[H_2O]^4}{[H_2]^4}\right)$ E) $\left(\dfrac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}\right)$

31. Para la siguiente reacción a 1000 °C
$2A_{(g)} + B_{(s)} \rightleftharpoons 2C_{(s)}$
Indique la relación adecuada entre el K_c y K_p.

A) $K_C < K_p$ B) $K_C = K_p$
C) $K_C > K_p$
D) $K_C \; K_P = 0$ E) $K_C / K_P = 0$

32. Respecto a la constante de equilibrio, marque las proposiciones que son correctas.

I. Se altera al modificar la temperatura.
II. Si se duplican los coeficientes de las sustancias.
III. Su valor nos indica la rapidez de la reacción.

A) I y II B) Solo III C) II y III
D) I, II y III E) Solo I

33. A partir del sistema en equilibrio
$2A_{(g)} + 5B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)} K_P = 1,6 \times 10^{-3}$
calcule la constante K_p para la reacción
$C_{(g)} \rightleftharpoons A_{(g)} + \frac{5}{2}B_{(g)}$

A) 10 B) 0,2 C) 25
D) 0,15 E) 30

34. Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F).

I. Un trozo de hierro (Z = 26) se oxida más rápidamente que un trozo de potasio (Z = 19)
II. La gasolina en fase gaseosa se combustiona con más lentitud que en fase líquida.
III. Al aumentar la concentración de un reactante la velocidad de la reacción se incrementa

A) FFV B) VFV C) FFF
D) VVV E) VFF

35. El orden de la reacción con respecto al H_2 es 2 y con respecto al BrCl es 1. ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad?

$H_{2(g)} + 2BrCl_{(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} + Br_{2(g)}$

A) $M^2\ s$ B) $M^{-2}\ s^{-1}$ C) $M^{-1}\ s^{-1}$
D) $M \cdot s$ E) M/s

36. Dentro de un recipiente con émbolo móvil se desarrolla la reacción elemental $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$, donde su ley de velocidad es $V_{rx} = k[N_2][H_3]^3$. Indique su expresión de velocidad cuando se duplica la presión del sistema a temperatura constante

A) $8k[N_2][H_2]^3$
B) $15k[N_2][H_3]^3$
C) $12k[N_2][H_3]^3$
D) $16k[N_2][H_3]^3$
E) $k[N_2][H_3]^3$

37. En un recipiente de 2 litros, se mezcla 1 mol de N_2 y 0,4 moles de O_2, estos gases reaccionan entre sí y alcanzan el equilibrio a 300 °C formando 0,20 moles de $NO_{(g)}$. Determine K_C.

Dato: $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{molK}$

A) 0,148 B) 0,111 C) 0,100
D) 1,480 E) 1,000

38. En un frasco cerrado se introdujo H_2Te y CH_4 desarrollándose la siguiente reacción en equilibrio.

$2H_2Te_{(g)} + CH_{4(g)} + calor \rightleftharpoons 4H_{2(g)} + CTe_{2(s)}$

Indique en qué sentido se desplaza la reacción, respectivamente, cuando se

I. disminuye la presión del sistema.
II. incrementa la temperatura.
III aumenta $CTe_{2(s)}$

A) $\rightarrow, \leftarrow, \rightarrow$
B) $\rightarrow, \rightarrow, \rightarrow$
C) $\leftarrow, \leftarrow, \leftarrow$
D) $\rightarrow, \rightarrow$, no hay cambio
E) $\rightarrow, \leftarrow$, no hay cambio

39. Para la siguiente reacción en equilibrio, señale las afirmaciones incorrectas

$2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_2O_2H_{4(\ell)} + 2O_{2(g)}$

$\Delta H = -870kJ$

I. Si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
II. Al refrigerar el sistema el K_C no varía.
III El equilibrio se desplaza hacia la derecha al disminuir el volumen del recipiente

A) I y III B) Solo I C) Solo II
D) II y III E) I y II

40. A una temperatura determinada, se tiene $2H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons N_2H_{4(g)}$ $K_C = 1/2$. Calcule la constante de equilibrio K_p para la ecuación

$3N_2H_{4(g)} \rightleftharpoons 6H_{2(g)} + 3N_{2(g)}$

Considere que la temperatura es constante

R: constante universal.

A) $8(RT)^6$ B) $3(RT)$ C) $2(RT)^{-4}$
D) $(RT)^{-1}$ E) $4(RT)^6$

41. Para la reacción reversible

$PCl_{5(g)} \leftrightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

Señale las proposiciones incorrectas.

I. Las moles de los productos formados es mayor que la de los reactantes consumidos.
II. Se cumple que $K_C = K_p$
III. Conforme se desarrolla la reacción química, la presión, dentro del recipiente, se mantiene constante.

A) Solo II B) I, II y III C) Solo III
D) I y III E) Solo I

42. Una reacción química que se encuentra en equilibrio tiene un KC igual a $2x10^{16}$. Esto significa que

A) La reacción es demasiado lenta.
B) La reacción ocurre rápidamente.
C) El sistema en equilibrio contiene sobre todo productos.
D) El sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivo.
E) La reacción química es de primer orden.

I. Indica el cambio de concentración que experimentan las sustancias en un intervalo de tiempo.
II. Para un reactivo, su valor disminuye.
III. Para un producto, su valor permanece constante.

A) I, II y III B) I y II C) I y III
D) Solo I E) Solo III

44. En determinadas condiciones de presión y temperatura, el metano, CH_4, reacciona con el cloro para producir tetracloruro de carbono,

$CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4(g)} + HCl_{(g)}$

Si el metano se consume a razón de 1,5m/s, calcule la velocidad (en m/s) con la cual se forma el HCl.

A) 3,0 B) 6,0 C) 1,5
D) 4,5 E) 2,5

45. Respecto a la siguiente reacción elemental, indique las proposiciones incorrectas.

$2B_{(g)} \rightarrow A_{(g)}$

I. La ecuación de velocidad es $v = k[A][B]$
II Al duplicar la concentración de B, la velocidad de la reacción se duplica.
III. La reacción es de segundo orden

A) I, II y III B) II y III C) I y II
D) Solo II E) Solo I

46. Respecto a las reacciones

I. Necesariamente están en equilibrio.
II. Alcanzan el equilibrio en un tiempo finito.
III. Se producen en recipientes cerrados y en determinadas condiciones de presión y temperatura

A) FFV B) VVV C) FVF
D) FFF E) FVV

47. Respecto a la constante de equilibrio, indique las proposiciones correctas.

I. Permanece constante a temperatura constante.
II. Su valor varía al modificar la temperatura de la reacción.
III. En algunas reacciones, K_p e igual K_C.

A) I y II B) Solo III C) Solo II
D) I, II y III E) I y III

48. La siguiente reacción es elemental
$X_{(g)} + Y_{(g)} \rightarrow Z_{(g)}$
Si el volumen del reactor se reduce a la tercera parte, la velocidad de reacción se

A) Incrementa en 9 veces.
B) Incrementa en 7 veces.
C) Mantiene constante porque la temperatura no varía.
D) Incrementa en 8 veces.
E) Incrementa en 6 veces.

49. Al iniciar la reacción se tienen 60g de gas hidrógeno y suficiente cantidad de gas nitrógeno. Luego de 50 segundos, en el reactor de 10l, quedan aún 30g de gas hidrógeno.
Calcule la velocidad de formación del gas amoniaco en m/s.
$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$

A) 0,02 B) 0,05 C) 0,04
D) 0,01 E) 0,03

50. En el laboratorio de física-química, un grupo de estudiantes analizan el comportamiento de la siguiente reacción reversible
$A_{(g)} \rightleftharpoons 2B_{(g)}$
Los datos que obtuvieron los estudiantes son estos.

Tiempo (s)	0	30	80	90	120
[A]	0,20	0,15	0,12	0,10	0,10
[B]	0,00	0,10	0,16	0,20	0,20

Respecto a lo anterior, ¿qué proposiciones son correctas?
I. Luego de que haya trascurrido 100s, la rea en equilibrio.
II. Luego de que haya transcurrido 50s, la reacción no está en equilibrio.
III. La constante de equilibrio K_C es 0,40

A) I y III B) II y III C) I y II
D) I, II y III E) Solo I

51. La constante de equilibrio K_C para la siguiente reacción a 25°C es $2,5 \times 10^{33}$
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$
Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a lo anterior

I. En el equilibrio hay una gran cantidad de HCl y solo trazas de H_2 y Cl_2.

II. La reacción tiene un alto rendimiento.
III. Con fines prácticos, se puede considerar que la reacción es irreversibles.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) VFF

52. La constante de equilibrio K_C para la reacción es 302,58
$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$
Si la temperatura de la reacción es 1227 °C, calcule el valor de K_p a la misma temperatura para la siguiente reacción.
$2CH_{4(g)} + 2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + 6H_{2(g)}$
$R = 0,082\ atm \cdot L / mol\ K$

A) $3,5 \times 10^4$ B) $2,5 \times 10^4$
C) $2,5 \times 10^3$
D) $1,5 \times 10^3$ E) $3,0 \times 10^3$

53. Se muestran las siguientes reacciones en equilibrio a 25 °C, con sus respectivas constantes de equilibrio.
$H^{1+}_{(ac)} + HS^{1-}_{(ac)} \rightleftharpoons H_2S_{(ac)}$
$K_{C_1} = 1,1 \times 10^7$
$HS^{1-}_{(ac)} \rightleftharpoons H^{1+}_{(ac)} + S^{2-}_{(ac)}$
$K_{C_2} = 1,0 \times 10^{10}$
Calcule la constante de equilibrio para la siguiente reacción a la misma temperatura
$H_2S_{(ac)} \rightleftharpoons 2H^{1+}_{(ac)} + S^{2-}_{(ac)}$

A) $1,1 \times 10^{-27}$ B) $9,1 \times 10^{-27}$
C) $1,1 \times 10^{-28}$
D) $1,1 \times 10^{-12}$ E) $9,1 \times 10^{-12}$

54. A cierta temperatura, se tienen las siguientes reacciones con sus respectivas constantes de equilibrio.
$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)}$ $K_{C_1} = 4 \times 10^{50}$
$2S_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ $K_{C_2} = 8 \times 10^{125}$
Calcule la constante de equilibrio, K_C para la siguiente reacción a la misma temperatura.
$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$

A) $3,2 \times 10^{176}$ B) $5,0 \times 10^{-75}$
C) $5,0 \times 10^{50}$
D) $2,0 \times 10^{75}$ E) $5,0 \times 10^{24}$

55. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

I. Al modificar los coeficientes estequiométricos, la constante de equilibrio se mantiene constante.
II. El valor de la constante de equilibrio, depende de la concentración inicial de los reactivos.
III. El valor de la constante de equilibrio depende de las concentraciones en el equilibrio de las sustancias

A) FFV B) FFF C) VVV
D) FVF E) FVV

56. ¿Qué sistemas reversibles son de interés de estudio para el equilibrio químico?

E&M

I. $CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$

II. $CO_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

III. $HCOOH_{(\ell)} + CH_3OH_{(\ell)} \rightleftharpoons HCOOCH_{3(\ell)} + H_2O_{(\ell)}$

IV. $Na^{1+}_{(ac)} + Br^{1-}_{(ac)} \rightleftharpoons NaBr_{(s}$

A) II, III y IV B) I, II y III C) Solo II
D) II y III E) II y IV

57. En un recipiente de 10 L se tiene inicialmente N_2O_4 a 2 atm y NO_2 a 0,5 atm

$N_2O_{4(ac)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}, K_p = 6,25$

Si después de establecido el equilibrio se comprime hasta 5L, halle las presiones parciales (en atm) en el equilibrio final.

N_2O_4	NO_2
A) 0,52	3,96
B) 1,52	4,96
C) 2,52	3,96
D) 2,52	4,96
E) 0,63	1,32

58. La siguiente reacción esta en equilibrio a 727 °C.

$2H_{2(g)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2S_{(g)}$

Un análisis muestra que hay $2,5x10^{-2}$ moles de H_2 $5,0 \times 10^{-1}$ moles de S_2 y $1,25 \times 10^{-1}$ moles de H_2S en un recipiente de 5 L. Calcule la constante de equilibrio K_C.

A) 125 B) 500 C) 400
D) 250 E) 200

59. Para la reaccion

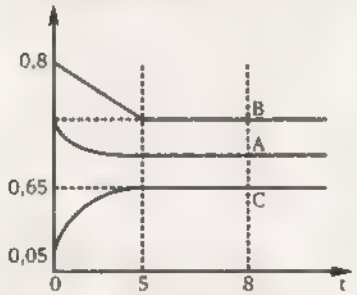
$2HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)}$

llevada a cabo a 650 K y 4 atm, se determina que en el equilibrio las fracciones molares del HF, H_2 y F_2 son 0,6; 0,2 y 0,2, respectivamente.

Calcule la constante de equilibrio K_p.

A) 0,11 B) 0,22 C) 0,33
D) 0,44 E) 0,55

60. La reacción $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$ alcanza el estado de equilibrio a 25 °C en un frasco de 2 L. Calcule el valor de la constante de equilibrio (K_C) para la reacción mencionada.



A) 0,04 B) 0,11 C) 0,22
D) 0,01 E) 0,42

61. La constante de equilibrio KC para la siguiente reacción es $4,0 \times 10^{-3}$

$SbBr_{5(g)} \rightleftharpoons SbBr_{3(g)} + Br_{2(g)}$

En cierta mezcla en equilibrio a 800°C, se cumple que $[SbBr_5] = 0,25[SbBr_3]$. ¿Cual es la concentración del Br_2 en el equilibrio?

A) 0,010 B) 0,001 C) 0,100
D) 0,004 E) 0,002

62. El butano e isobutano son isómeros de cadena. La constante de equilibrio kp es 0,25. Calcule la presión parcial en el equilibrio del isobutano si la presión inicial del butano es 2 atm.

$Butano_{(g)} \rightleftharpoons Isobutano_{(g)}$

A) 0,2 atm B) 1,6 atm C) 0,5 atm
D) 1,0 atm E) 0,4 atm

63. Al mezclar 1 mol de N_2O_4 con 5 moles de NO_2 en un recipiente de 1000 mL, se produce la siguiente reacción.

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

Si en el estado de equilibrio la concentración del NO_2 es 1,0M. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I. La concentración del N2O4 en el equilibrio es 3,0 M.

II. Para que el sistema alcance el equilibrio, se consumen 2 moles de No_2.

III. La constante de equilibrio K_p es mayor que K_C.

A) VVF B) VVV C) VFV
D) FVF E) FVV

64. En un recipiente rígido se tiene una mezcla de NO_2 y NO cuyas presiones son 3 atm y 1 atm, respectivamente.

$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$

Si la presión total en el equilibrio es 4,5 atm, calcule la constante de equilibrio K_p.

A) 1,00 B) 0,05 C) 0,50
D) 0,01 E) 0,10

65. A 700 °C la constante de equilibrio K_p para la siguiente reacción es 2,5.

$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$

Si la presión total en el equilibrio es 3,6 atm, calcule la composición volumétrica de la mezcla gaseosa.

A) %CO=44,4 B) $\%O_2$=54,4
C) $\%O_2$=34,4
D) %CO=64,4 E) $\%O_2$=44,4

66. En un recipiente rígido se coloca una cierta cantidad de agua. Cuando se calienta hasta 2000 °C, la presión total del sistema en el equilibrio es 1,00 atm.

$2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g} + O_{2(g)}$

Si la presión parcial del agua en el equilibrio es 0,88 atm, indique las proposiciones correctas.

I. El grado de disociación del agua es 8,3%.

II. La constante de equilibrio K_p es $3,3x10^{-4}$.

III. La fracción molar del O_2 es 0,04.

A) I, II B) I y III C) II y III
D) I, II y III E) Solo III

67. El calor de reacción del siguiente sistema en equilibrio es menor que cero

$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$

¿Cuál de las siguientes perturbaciones favorece la formación de SO_3?

I. Aumentar el volumen del reactor

II. Refrigerar el sistema

III Adicionar aire

A) II y III B) I, II y III C) Solo II
D) I y II E) I y III

68. Con relación al equilibrio
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ + calor
es incorrecto afirmar que al

A) Adicionar N_2, la concentración del NH_3 aumenta.
B) Retirar H2, la concentración del N_2 aumenta
C) Aumentar la temperatura, el rendimiento de la reacción disminuye
D) Adicionar un catalizador, se forma más Nh_3.
E) Reducir la presión , se forma más H_2.

69. Se hace reaccionar 1 mol de ácido acético, $CH_3COOH_{(\ell)}$ con 1 mol de etanol, $C_2H_5OH_{(\ell)}$
Los productos de la reacción son el acetato de etilo, $CH_3COOC_2H_{5(\ell)}$ y $H_2O_{(\ell)}$. Si la constante de equilibrio es 16, calcule el numero de moléculas de agua en el equilibrio.

A) $4,8 \times 10^{23}$ B) $1,8 \times 10^{23}$
C) $1,2 \times 10^{23}$
D) $4,5 \times 10^{23}$ E) $4,8 \times 10^{24}$

70. Respecto al sistema en equilibrio

$CaCO_{3(s)}$ + calor $\rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

¿Que proposiciones son correctas?
I. Al adicionar $CaCO_3$ y CO_2 en forma simultanea, la reacción se desplaza hacia la izquierda.
II. En el sistema hay tres fases.
III. Al incrementar la temperatura , la constante de equilibrio

A) II y III B) I, II y III C) Solo II
D) I y II E) Solo III

71. Con relación al sistema en equilibrio
$2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$
¿Cuales de las siguientes proposiciones son correctas?
I. No es afectado por el cambio de presión.
II. La adición de un catalizador alterará el equilibrio
III. A la misma temperatura, K_p es más pequeño que K_C.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

72. Respecto al equilibrio, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).
I. Es un estado que alcanzan las reacciones que se dan en una sola dirección.
II. En este estado, la presión del sistema no varía en el tiempo.
III La velocidad de la reacción directa es mayor que la velocidad de la reacción inversa

A) FVF B) VFV C) FFF
D) FVV E) VFF

73. Sobre las características del equilibrio químico, ¿que proposiciones son correctas?

I. En cualquier reacción reversible se alcanza en el mismo tiempo.
II. Generalmente este estado se alcanza a partir de los reactivos.
III. A nivel nanoscópico, la reacción química reversible prosigue.

A) I, II y III B) Solo III C) II y III
D) Solo II E) I y II

74. Es fosgeno $COCl_2$ se descompone a temperatura alta en CO y Cl_2. En una experiencia se inyectan 297 g de $COCl_2$ en un recipiente de 50L a 727°C Si cuando se establece el equilibrio se observa que la presión total es 8,2 atm, calcule el valor de K_C para la reacción.
$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$
Masa molar $(COCL_2) = 99g/mol$

A) 0,1 B) 1,1 C) 2,5
D) 2,8 E) 0,08

75. Las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones se han medido a cierta temperatura.
$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)}$ K_1
$2CO_{2(g)} \rightleftharpoons O_{2(g)} + 2CO_{(g)}$ K_2
Determine la constante de equilibrio para la reacción a la misma temperatura
$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

A) $K_1 \times (K_2)^{1/2}$ B) $(K_1/K_2)^{1/2}$
C) K/K_2
D) $K_1 \times K_2$ E) $(K_1 \times K_2)^{1/2}$

76. A una determinada temperatura, se tiene encerrado en un recipiente de 2 litros; 0,4 moles de $Xe_{(g)}$ y 0,8 moles de $F_{2(g)}$ estableciéndose la siguiente reacción
$Xe_{(g)} + 2F_{2(g)} \rightleftharpoons XeF_{4(g)}$
Alcanzado el equilibrio, se determinó un grado de reacción de 0,5. ¿Cuántas moles adicionales de $F_{2(g)}$ se debe añadir a los 0,8 moles de $F_{2(g)}$ para que el grado de reacción sea de 0,75?

A) 0,40 B) 0,49 C) 0,54
D) 0,67 E) 0,72

77. En una vasija de 5L se tiene equilibrio
$SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + NO_{(g)}$
0,8mol 0,1mol 0,6mol 0,4mol
¿Cuántos moles de NO se debe introducir en el recipiente a temperatura constante para que haya 0,3 mol de NO_2 en el equilibrio?

A) 4 mol B) 3,5 mol C) 2,05 mol
D) 1,5 mol E) 2,6 mol

78. En un recipiente de 1,6 L previamente se ha extraído la máxima cantidad de aire, y a cierta temperatura se colocan 16 moles de $NO_{(g)}$ y 9,6 moles de $O_{2(g)}$. Las sustancias reaccionan hasta alcanzar el equilibrio según
$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
En el equilibrio, el recipiente condene $NO_{2(g)}$ con una concentración igual a 8.8M. Determine el valor de la constante de equilibrio K_C.

A) 18,25 B) 13,72 C) 45,14
D) 52,12 E) 33,61

79. La constante de equilibrio de la disociación del yoduro de hidrógeno, HI, es $2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$ $K = 1/49$
Si se parte de un mol de HI, calcule el número de moles de $H_{2(g)}$ en el equilibrio.

A) 0,22 B) 0,78 C) 0,11
D) 0,39 E) 0,33

80. Cuando el tiocianato de hierro (II) $[Fe(SCN)_3]$ se disuelve en agua se produce una solución de color rojo debido a la presencia del ion $FeSCN^{2+}$ quien sufre la siguiente reacción.

FONDO EDITORIAL RODO

$FeSCN^{2+}_{(ac)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(ac)} + SCN^{-}_{(ac)}$

(rojo) (amarillo pálido) (incoloro)

¿Qué sucederá cuando a la solución en equilibrio se le agrega algo de iones tiocianato (SCN^-)?

A) El color rojo de la solución disminuye en intensidad.
B) La solución toma un tinte amarillento.
C) La solución se torna incolora
D) El color rojo de la solución se intensifica
E) No se produce ningún efecto.

81. A cierta temperatura y en un recipiente de 2 L de capacidad, se coloca 1 mol de cloruro de nitrosilo, NOCl. En el equilibrio, el porcentaje de reacción es del 12,6% según la reacción

$2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

Determine el valor de la constante de equilibrio K_C.

A) $3,12 \cdot 10^{-3}$ B) $4 \cdot 10^{-4}$
C) $6,55\ 10^{-4}$
D) $4,44\ 10^{-2}$ E) $2,22\ 10^{-3}$

82. La formación del yoduro de hidrógeno, HI, se puede representar con la ecuación

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g}$

En un recipiente de 10 L reaccionan 0,5 mol de $H_{2(g)}$ y 0,5 mol de $I_{2(g)}$ a 448°C. Si la constante de equilibrio tiene un valor de 50. ¿Qué presión tiene el sistema en el equuibrio?

A) 1,27 atm B) 5,90 atm C) 2,95 atm
D) 3,45 atm E) 6,90 atm

83. A 27°C y 1 atm de presión, el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4, se disocia en 20% según

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

Calcule la constante de equilibrio, K_p a 27°C.

A) 2/7 B) 1 C) 1/3
D) 2 E) 1/6

84. En un recipiente de 2L se coloca una mezcla equimolar de PCl_5; PCl_3 y Cl_2 a 25°C, estableciéndose el siguiente equilibrio.

$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ $K_C = 1,8$

Si el PCl_5 se ha disociado en un 20%, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según corresponda.

I. La concentración de PCl_3 en el equilibrio es 2,4 M.
II Existen 6,4 moles de mezcla en el equilibrio.
III. La concentración en equilibrio de PCl_5 es 0,8 M.

A) FFF B) FVV C) VVV
D) FVF E) VFF

85. En relación al sistema en equilibrio

$2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$

¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. No es afectado por las variaciones de presión.
II. La adición de un catalizador alterará el equilibrio.
III. A la misma temperatura, el K_p es más pequeño que el K_C.

A) VVV B) VFV C) FVF
D) FFF E) FVV

FONDO EDITORIAL RODO

86. Respecto a la constante de equilibrio, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. En una reacción endotérmica, a mayor temperatura, menor será el valor de la constante en equilibrio.
II. Varía con la temperatura y con el balance de la ecuación química.
III. Su valor experimental se obtiene dividiendo dos constantes de velocidad

A) VVV B) VFV C) FVF
D) FFF E) FVV

87. Indique las aseveraciones correctas respecto al equilibrio químico.

I. En equilibrios homogéneos, la concentración de sólidos y líquidos es constante.
II. En equilibrio heterogéneos, si el reactante es un líquido, su número de moles disminuye hasta alcanzar el equilibrio.
III. En un equilibrio homogéneo en fase líquida, todas las sustancias participarán en el cálculo de la constante de equilibrio K_C.

A) Solo I B) II y III C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

88. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

I. La velocidad de una reacción disminuye a temperatura constante.
II. El orden global de una reacción se determina a partir de la ecuación química balanceada.
III. La constante de velocidad específica aumenta al incrementar la temperatura de la reacción.

A) VFV B) VFF C) VVV
D) FVF E) FVV

89. Respecto a las reacciones químicas reversibles, indique las proposiciones incorrectas.

I. Si la velocidad de reacción directa es mayor que la velocidad de reacción inversa, la reacción alcanzará el equilibrio cuando la concentración de los reactivos aumente.
II. Cuando alcanza el equilibrio, la reacción directa e inversa son elementales.
III. La reacción directa e inversa ocurren espontáneamente.

A) II y III B) Solo III C) I y II
D) I, II y III E) Solo II

90. Respecto a una reacción química en el estado de equilibrio, indique las proposiciones correctas.

I. La velocidad directa e inversa tienen valores finitos.
II. La concentración de los productos y reactivos son iguales.
III. Contiene una mezcla de productos y reactivos con concentraciones que ya no varían en el tiempo.

A) I, II y III B) Solo III C) Solo I
D) II y III E) I y III

91. La constante de velocidad específica para la reacción $A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)}$ es k_1 y para la reacción

$2C_{(g)} \rightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$ es k_2.

Calcule la constante de equilibrio, K_C, para la reacción.

$C_{(g)} \rightleftharpoons 1/2A_{(g)} + 1/2B_{(g)}$

A) $(k_2/k_1)^{1/2}$ B) $(k_2/k_1)^2$
C) $(k_2/k_1)^{1/4}$
D) $(k_1/k_2)^{1/2}$ E) $(k_1/k_2)^2$

92. Un recipiente de 40 L contiene 1 mol de Xe, 2 moles de F_2 y 3 moles de XeF_4. Si en el equilibrio la presión total es 8,2 atm a 127°C, calcule la constante de equilibrio K_c.

$Xe_{(g)} + 2F_{2(g)} \rightleftharpoons X_6F_{4(g)}$

A) 200 B) 400 C) 250
D) 100 E) 14,8

93. Un frasco cerrado de 10 L contiene 255g de NH_4HS a 27°C. Si la presión total en el equilibrio es de 1,23 atm, calcule la constante de equilibrio K_C y el porcentaje de disociación del NH_4HS. Considere despreciable el volumen que ocupa el sólido

$NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

Masa molar (g/mol): $NH_4HS = 51$

A) $6,25 \times 10^{-4}$; 10%
B) $6,25 \times 10^{-4}$; 5%
C) $6,25 \times 10^{-4}$; 0,5%
D) $1,25 \times 10^{-4}$; 5%
E) $5,25 \times 10^{-4}$; 2%

94. En un recipiente rígido a 1200 K y 12 atm se tiene en el equilibrio 3,0 moles de carbono, 2 moles de S_2 y 8 moles de CS_2. $C_{(s)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)}$

Si en un determinado instante se adicionan 1,0 mol de carbono, 4 moles de S_2 y 2moles de CS_2, calcule la concentración molar de CS_2 en la nueva condición de equilibrio.

A) 0,156 B) 0,224 C) 0,186
D) 0,192 E) 0,039

95. El hidrógeno necesario para la producción industrial del amoniaco se produce al hacer reaccionar metano, CH_4 y vapor de agua a 1000°C.

$CH_{4(g)}H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$

$\Delta H = +320kJ/mol$. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a lo anterior.

I. Si la reacción se lleva a cabo a 1200 °C, el rendimiento aumenta.
II. La constante de equilibrio K_p aumenta al modificar la temperatura a 900 °C.
III. Para incrementar el consumo del CH_4 es necesario reducir la presión

A) FFV B) VFF C) VVV
D) FVF E) VFV

96. El ion dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$, en un medio acuoso se encuentra en equilibrio con el ion cromato, CrO_4^{2-}.
Cuando la concentración de los iones dicromato es la mayor, se tiene una solución anaranjada, mientras que si la concentración del ion cromato es la mayor, la solución es amarilla.

$2Cr^{2-}_{4(ac)} + 2H^{1+}_{(ac)} \rightleftharpoons Cr_2O^{2-}_{7(ac)} + H_2O_{(\ell)}$

amarillo anaranjado

Al respecto, indique los enunciados correctos.

I. Si la solución en equilibrio es amarilla y se agrega suficiente cantidad de $HCl_{(ac)}$, se tornará anaranjada.
II. Si la solución en equilibrio es amarilla y se agrega suficiente cantidad de $KOH_{(ac)}$ se mantendrá el mismo color.
III. Si la solución en equilibrio es anaranjada y se agrega una determinada cantidad de $NaCl_{(ac)}$, la solución se tornará amarilla.

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) I, II y III

97. A cierta temperatura y en un recipiente de 2,21 L, se tiene el número de moles de las siguientes sustancias en una reacción en equilibrio.

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

0,6 0,6 0,8 0,2

Manteniendo la temperatura constante se agregan 0,6 moles de $H_{2(g)}$. Calcule el número de moles de $CO_{2(g)}$ en el nuevo equilibrio.

A) 0,56 B) 0,84 C) 0,28
D) 0,24 E) 0,31

98. La constante de equilibrio para la descomposición térmica del carbonato de calcio, $CaCO_3$ a 800°C es:

$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ $K_p = 1,16$

Si en un recipiente de 3,5 L se colocan 15g de $CaCO_3$ y se calienta a 800°C, calcule el porcentaje en masa de $CaCO_3$ que no se descompone.

A) 30,7% B) 58,9% C) 32,6%
D) 41,3% E) 69,3%

99. Si se desea producir más anhidrido sulfúrico (SO_3) ¿qué perturbaciones se debería aplicar al sistema en equilibrio?

$2SO_{2(g)}O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ $\Delta H < 0$

A) Retirar SO_3 y calentar el sistema
B) Enfriar y agregar O_2
C) Agregar un inhibidor y retirar O_2.
D) Disminuir la presión y refrigerar
E) Aumentar el volumen y añadir un catalizador.

100. De la siguiente reacción iónica en equilibrio

$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons H^{1+}_{(ac)} + CN^{1-}_{(ac)}$

Indique las proposiciones incorrectas.

I. Al agregar cianuro de sodio, la reacción se desplaza hacia la derecha.
II. Al adicionar hidróxido de potasio, el equilibrio no se ve afectado.
III. Al adicionar cloruro de hidrógeno, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

A) Solo III B) Solo I C) I, II y III
D) I y II E) II y III

E&M

CLAVES

1	A	26	C	51	A	76	B
2	E	27	B	52	C	77	E
3	C	28	B	53	B	78	E
4	B	29	D	54	E	79	C
5	A	30	D	55	B	80	D
6	D	31	D	56	D	81	B
7	D	32	C	57	C	82	B
8	B	33	B	58	D	83	E
9	B	34	A	59	A	84	A
10	B	35	B	60	E	85	C
11	A	36	D	61	B	86	C
12	A	37	A	62	E	87	B
13	A	38	D	63	C	88	A
14	E	39	A	64	C	89	C
15	C	40	A	65	E	90	E
16	A	41	E	66	D	91	A
17	E	42	D	67	A	92	E
18	D	43	B	68	D	93	B
19	E	44	B	69	A	94	A
20	B	45	C	70	B	95	E
21	A	46	E	71	C	96	C
22	C	47	D	72	A	97	A
23	B	48	D	73	C	98	E
24	C	49	A	74	E	99	B
25	B	50	D	75	E	100	D

EXÁMENES DE ADMISIÓN UNI

E&M

UNI - 2011 - II

PROBLEMA 01: Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I.- La materia es transformable en energía
II.- Los átomos son indivisibles
III.- El peso de un cuerpo se mide con una balanza.

A) FFF B) VFF C) FVF
D) VVF E) VVV

Resolución:

I.- FALSO El cambio de energía en un proceso nuclear está relacionado con los cambios de masa de acuerdo a la relación de equivalencia de masa-energía deducida por Einstein en 1905.

Esta relación permite obtener la energía de las reacciones nucleares a partir de los cambios de masa

II.- FALSO Los átomos son sistemas que presentan 2 partes: núcleo y zona extranuclear. Están formados por partículas como los electrones, protones y neutrones. por lo tanto, se concluye que los átomos son divisibles.

III.- FALSO La masa de los cuerpos se mide con una balanza. Los pesos de los objetos de miden con un dinamómetro que es afectado por la gravedad

Rpta.: A

PROBLEMA 02: ¿Cuáles de las siguientes especies químicas son paramagnéticas?

I. $_{40}Zr^{4+}$
II. $_{37}Rb$
III. $_{32}Ge^{4+}$

A) I y II B) II y III C) Solo I
D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Desarrollamos la configuración electrónica de cada especie química teniendo en cuenta que en el caso de los cationes se retiran los electrones empezando por el mayor nivel.

I. $_{40}Zr : [_{36}Kr]5s^2 4d^2$ (-2e⁻ (1.°), -2e⁻ (2.°))

$_{40}Zr^{4+}$ $[_{36}Kr]$

No hay electrones desapareados (diamagnético).

II. $_{37}Rb : [_{36}Kr]5s^1$

$_{37}Rb$ $[_{36}Kr]5s^{\uparrow}$

Hay un electrón desapareado (paramagnético).

III. $_{32}Ge : [_{18}Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$ (2e⁻(2.°), -2e⁻(1.°))

$_{32}Ge^{4+} : [18Ar]3d^{10}$

No hay electrones desapareados (diamagnético).

Se concluye que la única especie química paramagnética es el rubidio ($_{37}Rb$).

Rpta.: D

PROBLEMA 03: ¿Cuántos gramos de bromuro de potasio se requieren para obtener 200 g de bromo según la siguiente reacción sin balancear?

$KBr_{(ac)} + Cl_{2(g)} \rightarrow Br_{2(\ell)} + KCl_{(ac)}$

Datos. Masas molares atómicas (g/mol)

Cl = 35,5 ; K = 39,0; Br = 80,0

A) 219,0 B) 248,7 C) 260,0
D) 297,5 E) 346,2

Resolución:

En el problema nos indica la masa del producto Br_2, con el cual piden calcular la masa del reactante Kbr.

Al balancear la ecuación química tenemos que...

$\overline{M} = 119\,g/mol \qquad \hat{M} = 160\,g/mol$

$$2\overline{KBr}_{(ac)} + 1C\ell_{2(g)} \rightarrow 1\overline{Br}_{2(\ell)} + 2KC\ell_{(ac)}$$

2 mol	1 mol
238 g	160 g
m	200 g

$m = 297,5\,g$

Rpta.: D

PROBLEMA 04: La configuración electrónica del $_{58}Ce^{3+}$ es :

A) $[Xe]5s^2$ B) $[Xe]6s^1$ C) $[Xe]5d^1$
D) $[Xe]4f^1$ E) $[Xe]5p^1$

Resolución:

Algunos átomos no se ajustan a la configuración electrónica, según el principio de Aufbau, como en el caso del cerio (Z=58), que es un lantánido y cuya configuración es

$_{58}Ce$: $[Xe]4f^1 5d^1 6s^2$ (① ②)

↳ Nivel energético externo con electrones débilmente atraídos por el núcleo.

Para realizar la configuración electrónica de su átomo ionizado, se retiran electrones del nivel energético externo.

$_{58}Ce^{3+}$ $[Xe]4f^1$

Rpta.: D

PROBLEMA 05: Dados los siguientes pares de sustancias en estado cristalino puro

I. $B;BF_3$

II. $Na,NaCl$

III. $TiO_2;TiCl_4$

Indique para cada par, cuál de las sustancias tiene la mayor temperatura de fusión.

A) BF_3, Na, TiO_2 B) B; NaCl; $TiCl_4$ C) BF_3; NaCl; $TiCl_4$
D) B; NaCl; TiO_2 E) B; Na; TiO_2

Resolución:

Analicemos el tipo de sólido cristalino en cada caso:

I. El boro (B) es un sólido covalente y el BF_3 es un sólido molecular. El que tiene mayor punto de fusión es el boro (B)

II. El sodio (Na) es un sólido metálico y el NaCl es un sólido iónico. El de mayor punto de fusión es el NaCl.

III. El TiO_2 es un sólido iónico y el $TiCl_4$ es un sólido molecular. El que tiene mayor punto de fusión es el TiO_2.

Rpta.: D

PROBLEMA 06: La fenolftaleína, $C_{20}H_{14}O_4$, se obtiene por la reacción del anhídrido ftálico, $C_8H_4O_3$, con el fenol, C_6H_6O.

$$C_8H_4O_3 + 2C_6H_6O \rightarrow C_{20}H_{14}O_4 + H_2O$$

Se desea obtener 1,0 kg de fenolftaleína. Conociendo que se requiere un 10% en exceso de anhídrido ftálico para un rendimiento de la reacción del 90%, determine la masa necesaria, en gramos, de anhídrido ftálico.

Datos, masas atómicas. C = 12; H = 1, O = 16

A) 318,4 B) 517,1 C) 568,8
D) 715,3 E) 1111,0

E&M

Resolución:

En primer lugar, a la masa de fenolftaleína obtenida (1000 g), que es la cantidad real con 90% de rendimiento, la transformaremos en calidad teórica.

$$\left.\begin{array}{ll} 1000g & 90\% \\ x & 100\% \end{array}\right\} x = 1111,1g$$

Luego, calcularemos la masa de anhidrido ftálico que ha reaccionado en base a la siguiente ecuación química.

$$\bar{M} = 148 \qquad \bar{M} = 318$$

$$\underbrace{1C_8H_4O_3}_{148g} + 2C_6H_6O \rightarrow \underbrace{1C_{20}H_{14}O_4}_{318g} + H_2O$$

$$\left.\begin{array}{ll} 148g & 318g \\ y & 1111,1g \end{array}\right\} y = 517,1g$$

Finalmente, determinamos la masa del anhidrido con 10% de exceso.

$$\left.\begin{array}{ll} 571,1g & 100\% \\ m & 110\% \end{array}\right\} m = 568,81g$$

Rpta.: C

PROBLEMA 07: Respecto a la reacción redox:

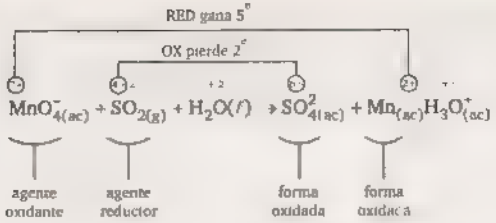
$$MnO^-_{4(ac)} + SO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow SO^{2-}_{4(ac)} + Mn^{2+}_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$$

Indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

I. El MnO^-_4 actúa como agente oxidante.
II. El número de oxidación del manganeso cambia en 5 unidades.
III. El agente reductor es el agua.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución:



Por tanto

I. Correcto
II. Correcto
III. Incorrecto

Rpta.: D

PROBLEMA 08: Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. La Ley de Graham está referida a la efusión de gases.
II. La mezcla espontánea de gases ocurre debido a un fenómeno de efusión.
III. El gas nitrógeno efunde más rápido que el hidrógeno a iguales condiciones de presión y temperatura.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FVF E) FVV

Resolución:

Sobre la base de las leyes de los gases y las proposiciones de estos, analicemos cada proposición.

I. Verdadero
La ley de Thomas Graham se cumple tanto para la efusión como para la difusión gaseosa.

II. Falso
Una mezcla gaseosa se forma debido a la difusión de las moléculas de los gases componentes.

III. Falso
Según la ley de Graham, la velocidad de efusión de los gases varía en forma inversa a sus masas moleculares; por lo tanto, el hidrógeno (menor masa molecular) se efunde con mayor rapidez que el nitrógeno (mayor masa molecular)

Rpta.: C

PROBLEMA 09: Se tienen las siguientes especies conjugadas y valores de K_a correspondientes:

		K_a
HA	A	$1,0 \times 10^{-6}$
H_2B	HB	$1,0 \times 10^{-5}$
H_3E	H_2E	$1,0 \times 10^{-4}$

Al respecto, ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. H_2E^- es una base una más débil que A^-.

II. H_2B es un ácido más fuerte que HA.

III. Concentraciones molares iguales de HA y H_3E, producirán valores de pH idénticos.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución: Para los ácidos débiles mostrados, ordenamos los datos en el siguiente cuadro.

K_a	acido	fuerza		base conjugada	K_b
$1,0 \times 10^{-6}$	HA	aumenta ↓	aumenta ↑	A	$1,0 \times 10^{-8}$
$1,0 \times 10^{-5}$	H_2B			HB	$1,0 \times 10^{-9}$
$1,0 \times 10^{-4}$	H_3E			H_2E	$1,0 \times 10^{-10}$

I. Correcto
Ordenando de forma creciente a la fuerza de las bases conjugadas.

$$H_2E < HB < A$$

II. Correcto
Ordenando de forma creciente a la fuerza de los ácidos.

$$HA < H_2B < H_3E$$

III Incorrecto
A mayor K_a, un ácido débil genera mayor concentración de iones H^+.
A mayor concentración de iones H+, el pH de la solución es menor de los argumentos concluidos que:

$$Ka \longrightarrow pH$$

Como $K_a(HA) < K_a(H_2E)$
Entonces $pH(HA) > pH(H_2E)$

Rpta.: D

PROBLEMA 10: ¿Cuáles de los siguientes casos es un ejemplo de coloide?

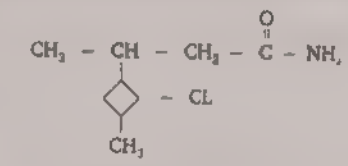
A) Agua con gas B) Gasolina C) Mayonesa
D) Aceite vegetal E) Pisco

Resolución: De acuerdo a las alternativas, hacemos la clasificación de las mezclas dadas.

Solución	Coloide
agua con gas	mayonesa
gasolina	
aceite vegetal	
pisco	

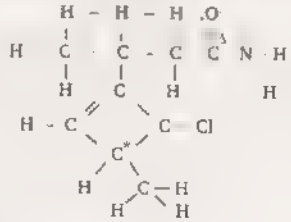
Rpta.: C

PROBLEMA 11: ¿Cuántos carbonos terciarios y cuántos carbonos con hibridación sp^2 se presentan, respectivamente, en el compuesto mostrado?



A) 2 y 3 B) 2 y 2 C) 1 y 3
D) 1 y 2 E) 3 y 3

Resolución: Desarrollamos la estructura del siguiente compuesto.



Nº de carbonos terciarios (*) = 2

Nº de carbonos con hibridación sp^2 (Δ) = 3

Rpta.: A

E&M

PROBLEMA 12: Dadas las siguientes estrategias para reducir la concentración de gases de efecto invernadero.

I Aumentar la producción energética proveniente de las instalaciones solares

II Detener la deforestación en el mundo

III Adoptar sistemas de captura y almacenamiento de dióxido de carbono.

Son adecuadas

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

Resolución:

I. Adecuada
Reducen la contaminación de las plantas generadores de energía, empezando a usar fuentes renovables de energía como la eúlica, la solar y la geotérmica.

II. Adecuada
Aproximadamente, la mitad de la materia orgánica, como los árboles y el pasto, es carbono La quema de esta materia orgánica genera gases de efecto invernadero. El cultivar los suelos después de la deforestación acelera aún más al cambio climático.

III Adecuada
Se está adoptando en algunos países, tales como España, e l almacenamiento del CO_2 en el subsuelo para luego ser utilizado en la recuperación del petróleo de los acuíferos salinos profundos, del metano, entre otros.

Rpta.: E

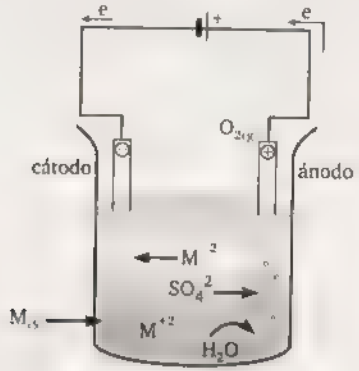
PROBLEMA 13: Cuando se pasan 0,5 amperios durante 20 minutos, por una celda electrolítica que contiene una solución de sulfato de un metal divalente, se deposita 0,198 gramos de masa en el cátodo, ¿cual es la masa atómica del metal?

Dato: 1 faraday = 96 500 coulomb

A) 31,9 B) 63,7 C) 95,6
D) 127,4 E) 159,3

Resolución: El electrolito se disocia según

$$MSO_{4(ac)} \rightarrow M^{+2}_{ac} + SO^{-2}_{4(ac)}$$



Los iones metálicos (M^{+2}) son atraidos por el cátodo de la celda produciéndose la reduccion de estos iones.

$$M^{+2}_{(ac)} \rightarrow M^{0}_{s)} + 2e$$

Se sabe que 1 mol e- = 1 faraday = 96 500 C.
Interpretamos la semirreacción.

2 mol e-	produce	1 mol M
2(96 500 C)		P.A. g
(0,5) × (20×60)		0,198 g

$$P.A. = \frac{2(96500)C}{(0,5)\times(20\times 60)C} \times 0,198 = 63,7$$

Rpta.: B

PROBLEMA 14: Dadas las siguientes proposiciones respecto al elemento con Z = 25, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. Pertenece al cuarto periodo.
II. Pertenece al grupo VIB
III. Es un no metal

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVF E) FFV

Resolución: La configuración electrónica del átomo del elemento (Z = 25) es

$$_{25}E.\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$$

En la distribución se observan 4 niveles de energía

Periodo = 4

Para el grupo (2) (5) → 4s 3d

Grupo = VIIB (Metal)

Rpta.: C

PROBLEMA 15: Las piezas de acero común (como tuercas y pernos) se recubren de una capa delgada de zinc, para su uso industrial. Indique cuáles de las siguientes razones explica la función de esta capa:

I. Permite que el acero tenga una mayor resistencia a la corrosión.
II. El zinc se reduce más fácilmente que el hierro.
III El zinc constituye un ánodo de sacrificio.

Datos : $E^{\circ}_{Zn2+/Zn} = -0,76V$

$E^{\circ}_{Fe2+/Fe} = -0,44V$

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

Resolución: Los métodos para evitar la corrosión pueden ser:

. Físicos, por ejemplo, el recubrimiento con pinturas anticorrosivas
. Químicos, tales como el anodizado, zincado, etc

El zincado consiste en recubrir con zinc el metal a ser protegido, ya que el zinc tiene mayor potencial de oxidación (0,76 V, comparado con 0,44 V del hierro) Por ello, el zinc se oxida más fácilmente que el hierro) Por ello, el zinc se oxida más fácilmente que el hierro, lo cual permite que los materiales hechos de acero sean más resistentes a la corrosión. Ese es el motivo por el cual, en el zincado, el zinc es denominado ánodo de sacrificio, pues se oxida en lugar del hierro.

Rpta.: B

PROBLEMA 16: Para la siguiente ecuación química en equilibrio.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} + \text{calor}$$

Indique la alternativa que favorecerá la formación de $SO_{3(g)}$.

A) Aumentar la temperatura B) Aumentar la presión
C) Añadir un catalizador
D) Aumentar el volumen E) Retirar parte del $O_{2(g)}$

Resolución: A partir de la reacción mostrada, se tiene que

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + \text{calor}$$
$$\Sigma n_R = 3 \qquad \Sigma n_P = 2$$

Las variaciones necesarias para favorecer la formación del SO_3 son

Concentración

Aumentar $[SO_2]$ y/o $[O_2]$

Disminuir $[SO_3]$

Presión

Si aumentamos la presión (es decir, si se disminuye el volumen), el sistema se desplazaría de izquierda a derecha, favoreciendo la formación del SO_3 son

Temperatura

Como la reacción es exotérmica, al enfriar el sistema, favorece a que se desplace a la derecha, aumentando la cantidad del SO_3.

Catalizador

Solo varía la cinética de la reacción, pero no el equilibrio

Rpta.: B

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

PROBLEMA 17: Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), respecto a la correspondencia entre el nombre y su fórmula química.

I. Nitrito de mercurio (I) $-Hg_2(NO_2)_2$
II. Sulfuro de potasio $-KS$
III. Fosfato de magnesio $-Mg_3(PO_4)_2$

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVF E) FFV

Resolución:

Catión	Nomenclatura	Anión	Nomenclatura
k^{1+}	ion potasio	NO_2^{1-}	ion nitrito
Mg^{2+}	ion magnesio	S^{2-}	ion sulfuro
Mg^{2+}	ion mercurio (I)	PO_4^{3-}	ion fosfato
Hg^{2+}	ion mercurio (II)		

El ion mercurio (I) se encuentra estable como Hg_2^{2+}, el cual es el dinero de Hg^{+1}.

I. Verdadero

$$Hg_2^{2+} \diagup\!\!\diagdown NO_2^{1-} \rightarrow Hg(NO_2)_2$$

II. Falso

$$K^{1+} \diagup\!\!\diagdown S^{2-} \rightarrow K_2S$$

III. Verdadero

$$Mg^{2+} \diagup\!\!\diagdown PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$$

Rpta.: B

FONDO EDITORIAL RODO

PROBLEMA 18: Al descomponer una muestra de 20 g de clorato de potasio, $KClO_3$, se produce $O_{2(g)}$ que al ser recogido sobre agua a 700 mmHg y 22 °C ocupa un volumen de 3 L. Determine el porcentaje de pureza de la muestra.

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{\text{calor}} KCl_{(s)} + O_{2(g)} \quad \text{(sin balancear)}$$

$$P_{VH_2O}^{22^\circ C} = 19,8 mmHg$$

Masa molar (g/mol) $KClO_3 = 122,5$

A) 36,8 B) 44,9 C) 72,2
D) 77,4 E) 78,3

Resolución:

Como el O_2 se recoge en agua, es una mezcla gaseosa; por ello, para determinar la cantidad de O_2, se requiere la presión del O_2 seco.

$$P_{\text{gas humedo}} = P_{O_2} + P_{H_2O(V)}$$

$$P_{O_2} = P_{\text{gas húmedo}} - P_{H_2O(V)}$$

$$= 700 mmHg - 19,8 mmHg$$

$$= 680,2 \text{ mmHg}$$

Luego, por ecuación universal, tenemos que

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} V}{R.T} = \frac{(680,2 mmHg)(3L)}{\left(62,4 \frac{mmHg.L}{mol.K}\right)(295.K)}$$

$$n_{O_2} = 0,11 mol$$

En la ecuación balanceada se tiene que

$$2KClO_{3(s)} \rightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

Proporción de moles

$$3mol\ O_2 \rightarrow 2mol\ KClO_3$$

$$0,11molO2 \rightarrow n_{KClO_3} = ?$$

$$n_{KClO_3} = 0,0733 mol$$

Luego, hallando la masa, tenemos que

$$n_{KClO_3} = \frac{mKClO_3}{MKClO_3}$$

$$\rightarrow m_{KClO_3} = n_{KClO_3} . \overline{M}_{KClO_3}$$

$$m_{KClO_3} = (0,0733 mol)(122,5 g/mol)$$

$$m_{KClO_3} = 8,98 g$$

Finalmente

$$\%\text{Pureza} = \frac{m_{KClO_3}}{m_{muestra}} \times 100\% =$$

$$= \frac{8,98g}{20g} \times 100\% = 44,9\%$$

Rpta.: B

PROBLEMA 19: ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El enlace Aℓ – Cℓ es apolar.
II. El enlace H – Cℓ es más polar que el enlace K – Cℓ
III. El enlace K - Cℓ tiene mayor carácter iónico que el enlace Aℓ - Cℓ

Datos, Z: H=1, Aℓ = 13, Cℓ = 17, K = 19

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

I. Falso
El enlace Aℓ – Cℓ, al ser la unión de átomos con diferentes electronegatividad, es un enlace polar.

II. Falso
En enlace H – Cℓ es de tipo covalente, mientras que el enlace K - Cl es iónico; por lo tanto, este último más polar, dado que las cargas eléctricas que se manifiestan en sus partículas son netas.

III. El enlace K – Cℓ presenta mayor carácter iónico que el enlace Al – Cℓ. El K tiene menor electronegatividad que el Al y por ello la diferencia de electronegatividades es mayor en el primer enlace.

Rpta.: C

PROBLEMA 20: ¿Cuál de los siguientes procesos corresponde a la primera ionización del oxígeno?

A) $1s^2 2s^2 2p^4 + e^- \rightarrow 1s^1 2s^2 2p$
B) $1s^2 2s^2 p^4 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p^4 + e^-$
C) $1s^2 2s^2 2p^4 + e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$
D) $1s^2 2s^2 2p^4 + e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$
E) $1s^2 2s^2 p^4 \rightarrow 1s^1 2s^2 2p^4 + e^-$

Resolución: Para el oxígeno (Z=8), el proceso de la primera energía de ionización es

$$O_{(g)} \rightarrow O^+_{(g)} + e^-$$

$$1s^2 2s^2 2p4 \rightarrow 1s^2 2s2^2 2p3 + e^-$$

Rpta.: C

UNMSM - 2010 - I

PROBLEMA 21: La eutroficación es una consecuencia de la:

A) contaminación atmosférica.
B) radiación ultravioleta.
C) contaminación del agua.
D) erosión de los suelos.
E) contaminación de los suelos.

Resolución: La eutroficación consiste en el envejecimiento de un lago o laguna hasta convertirse en un prado o un bosque. Esto se debe a la descarga de nutrientes que sobrealimentan a las plantas, y en poco tiempo se convierten en árboles, por la actividad humana. Entre estos nutrientes tenemos a las sales solubles, aguas negras, detergentes, desechos fecales, fertilizantes. Estos permiten que las algas proliferen en lugar de la flora fotosintética, disminuyendo la concentración de oxigeno (O_2) y, por tanto, la muerte de la fauna acuática.

Una de las consecuencias de lo anterior es la contaminación del agua.

Rpta.: C

PROBLEMA 22: En la reacción:

$$M_nO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O;$$

Identifique la opción correcta.

A) MnO_4^-: agente oxidante

B) Fe^{2+}: agente oxidante

C) H^+: agente reductor

D) Fe^{3+} :agente reductor

E) MnO_4^- : agente reductor

Resolución:

$$M_nO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O;$$

Hallamos los números de oxidación de los elementos:

$$\overset{+7}{(Mn}\overset{-2}{O_4})^{-1} + Fe^{2+} \rightarrow Mn^{+2} + Fe^{+3}$$

oxidación (−1e)

A. reductor — E oxidada

reducción (+5e)

A. oxidante — E reducida

Procedemos a balancear, igualando la cantidad de electrones ganados y perdidos, se multiplica por 5 la semirreacción de oxidación. Al final se balancea la cantidad de hidrógenos y oxígenos.

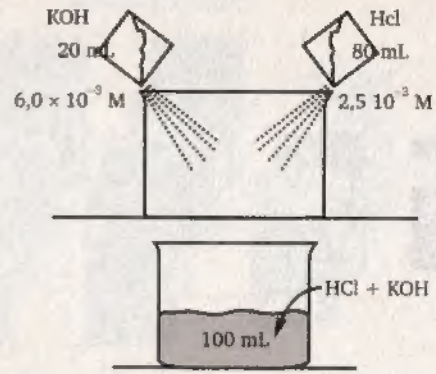
Rpta.: C

PROBLEMA 23: ¿Cuál es el valor del pOH de la solución obtenida al mezclar 20mL de KOH $6,0 \times 10^{-2}$ M con 80 mL de HCl $2,5 \times 10^{-3}$ M?

A) 12,0 B) 3,0 C) 2,0

D) 0,3 E) 0,2

Resolución:



Nos piden: pOH de la solución obtenida.

Al hacer la mezcla ocurrió una reacción de neutralización.

$$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$$

Antes de la reacción se tenía:

$n^{HCl} = MV = 2,5 \times 10^{-3} \times 80 = 0,2$ m mol

Se observa en la reacción que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de KOH, luego 0,2 m mol de HCl reaccionará con 0,2 m mol de KOH.

Al final el sobrante será de KOH:

$$n_{sobrante} = 1,2 - 0,2 = 1,0 \text{m mol}$$

Luego: $[KOH]_{final} = |OH^-| = \frac{n_{sobrante}}{V_{total}} = \frac{1,0}{100} = 10^{-2}$ mol/L

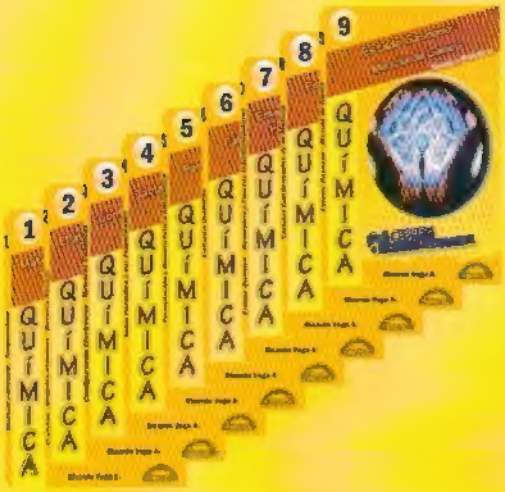
Finalmente, calculamos el pOH:

$$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow pOH = -\log 10^{-2} = 2$$

$$\therefore POH = 2 = 2,0$$

Rpta.: C

TEMARIO QUÍMICA



N°	TEMA
1	Materia y Energía - Temperatura
2	El átomo - Modelos Atómicos - Química Nuclear
3	Configuración Electrónica - Números Cuánticos
4	Tabla Periódica y sus Propiedades
5	Formulación y Nomenclatura Inorgánica
6	Cálculos Químicos
7	Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares
8	Estados Condensados de la Materia
9	Estado Gaseoso - Mezcla de Gases
10	Reacciones Químicas - Estequiometría
11	Sistemas Dispersos - Soluciones
12	Cinética y Equilibrio Químico
13	Ácidos y Bases
14	Electroquímica
15	Petróleo e Hidrocarburos
16	Compuestos Orgánicos Oxigenados y Nitrogenados
17	Contaminación - Química Aplicada

Teléfonos: 424 - 6350
992 - 796104

/ fondoeditorialrodo
editorialrodo@gmail.com